



Уральский
федеральный
университет

имени первого Президента
России Б.Н.Ельцина

Институт естественных наук
и математики

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Химия s -, p - и $3d$ -элементов

Практикум

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
УРАЛЬСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ ПЕРВОГО ПРЕЗИДЕНТА РОССИИ Б. Н. ЕЛЬЦИНА

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Химия s -, p - и $3d$ -элементов

Практикум

Рекомендовано
методическим советом Уральского федерального университета
для студентов вуза, обучающихся по направлениям подготовки
04.03.01 «Химия», 04.03.02 «Химия, физика и механика материалов»,
04.05.01 «Фундаментальная и прикладная химия»

Екатеринбург
Издательство Уральского университета
2018

УДК 546(076.5)
ББК 24.12я73-5
Н52

А в т о р ы:
А. Ф. Гусева, Л. И. Балдина, Н. А. Кочетова, И. Н. Атманских

П о д о б щ е й р е д а к ц и е й
А. Ф. Гусевой

Р е ц е н з е н т ы:
лаборатория электрохимических устройств
на твердооксидных протонных электролитах
Института высокотемпературной электрохимии УрО РАН
(и. о. заведующего лабораторией
кандидат химических наук Д. А. Медведев);
Е. Ю. Ермишина, кандидат химических наук, доцент
(Уральский государственный медицинский университет
Министерства здравоохранения Российской Федерации)

Неорганическая химия : Химия s -, p - и $3d$ -элементов :
Н52 практикум / [А. Ф. Гусева, Л. И. Балдина, Н. А. Кочетова,
И. Н. Атманских ; под общ. ред. А. Ф. Гусевой] ; М-во обра-
зования и науки Рос. Федерации, Урал. федер. ун-т. – Екате-
ринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2018. – 92 с.

ISBN 978-5-7996-2415-6

В практикуме приводятся экспериментальные и теоретические задания по свойствам элементов главных подгрупп Периодической системы Д. И. Менделеева и побочных подгрупп 4-го периода, сформулированные преимущественно в виде проблемных и поисковых задач, стимулирующих активную самостоятельную работу студентов.

Для студентов первого курса, изучающих неорганическую химию.

УДК 546(076.5)
ББК 24.12я73-5

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие	4
1. РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ	7
1.1. Схемы описания химических веществ	8
1.2. Этапы проведения эксперимента	10
2. ЗАДАНИЯ ДЛЯ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ И ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНОЙ РАБОТЫ	13
Тема 1. Элементы IA и IIA групп (<i>s</i> -металлы)	13
Тема 2. Элементы IIIA группы	21
Тема 3. Элементы IVA группы	25
Тема 4. Элементы VA группы	33
1. Простые вещества элементов VA группы и их соединения в отрицательных степенях окисления	39
2. Соединения элементов VA группы в положительных степенях окисления	40
Тема 5. Элементы VIA группы	42
1. Кислород, халькогены, их соединения в с. о. –1, –2	48
2. Кислородные соединения халькогенов	50
Тема 6. Элементы VIIA группы	52
1. Водород. Галогены и их соединения в отрицательной степени окисления	58
2. Соединения галогенов в положительных степенях окисления ...	60
Тема 7. Ранние 3 <i>d</i> -металлы. Титан и ванадий	61
Тема 8. Ранние 3 <i>d</i> -металлы. Хром и марганец	65
Тема 9. Поздние 3 <i>d</i> -металлы. Триада железа	71
Тема 10. Поздние 3 <i>d</i> -металлы. Медь и цинк	78
Список библиографических ссылок	85
Список рекомендуемой литературы	85
Приложение	86

ПРЕДИСЛОВИЕ

Неорганическая химия – наиболее объемный раздел химической науки, поскольку включает химию подавляющего большинства из известных на сегодня 118 химических элементов. Данная область знания продолжает активно развиваться. Так, непрерывно эволюционирует и совершенствуется методология неорганической химии, ее теоретический фундамент. Обновляются сведения об элементах и свойствах их соединений. Разрабатываются новые подходы к неорганическому синтезу. Материалы на основе неорганических соединений становятся более разнообразными и находят новые области применения.

Современные студенты испытывают объективные трудности в понимании и освоении как фундаментальных закономерностей неорганической химии, так и в их применении для описания и прогнозирования свойств неорганических соединений. Для облегчения усвоения основных положений столь непростой науки модуль «Неорганическая химия», включенный в учебные планы ряда направлений, реализуемых в Институте естественных наук и математики Уральского федерального университета, разделен на две дисциплины: «Химия *s*-, *p*- и *3d*-элементов» и «Химия *d*- и *f*-элементов».

В рамках первой дисциплины, преподаваемой во II семестре обучения, рассматриваются свойства элементов главных подгрупп Периодической системы Д. И. Менделеева (ПС) и свойства элементов побочных подгрупп 4-го периода. Дисциплина «Химия *s*-, *p*- и *3d*-элементов» включает лекционные и лабораторные занятия, а также большой блок самостоятельной работы, и строится таким образом, чтобы дать студентам представление о свойствах соединений химических элементов, основанное на Периодическом законе Д. И. Менделеева, с использованием современных сведений о строении вещества и других вопросов теоретической химии. Материал по химии *s*- и *p*-элементов изучается в соответствии с их положением в коротком варианте Периодической таблицы Д. И. Менделеева,

начиная с 1-й группы, а химия $3d$ -элементов – в соответствии с их электронным типом (ранние и поздние d -элементы).

В данном курсе уделяется внимание принципам переработки минерального сырья, а также оценке практического значения элементов и их соединений. У студентов формируется представление о современном состоянии и путях развития неорганической химии, ее роли в получении неорганических веществ с заданными свойствами, создании современных технологий, процессах, происходящих в природе и повседневной жизни. Дисциплины учебного модуля «Неорганическая химия» имеют фундаментальное значение в становлении специалиста широкого профиля, химика-исследователя и химика-преподавателя.

Профессиональные компетенции будущего специалиста-химика формируются в значительной степени при прохождении химического практикума. В настоящем пособии форма организации экспериментальных заданий по химии s -, p - и $3d$ -элементов имеет поисковый характер на основе знания этапов химического эксперимента, который был сформирован ранее при изучении дисциплины «Общая химия». Данный подход позволяет студентам активно включаться в ситуацию профессиональной деятельности химика и способствует формированию профкомпетенций с первых лет обучения.

Не менее важным в становлении профессионала является самостоятельная (аудиторная и домашняя) работа. Студентам предлагаются такие виды самостоятельной работы, как проведение теоретического анализа этапов эксперимента, предвещающее лабораторную работу, а также решение задач и упражнений при проработке теоретической части материала и описание неорганического вещества (простого и сложного). Такая форма организации самостоятельной работы предполагает осознанное освоение изучаемого материала с глубоким пониманием особенностей химических веществ и сути их превращений.

Данный практикум предназначен для студентов первого курса и содержит рекомендации к подготовке и выполнению лабораторного практикума и содержательную часть, представленную

десятью темами. В каждой теме имеется блок разного типа заданий для самостоятельной работы, в том числе кейс-задачи (в тексте отмечены звездочкой); а также экспериментальный блок. Бóльшая часть лабораторных опытов сформулирована в форме проблемных ситуаций, а выполнение более сложных в экспериментальном плане опытов описано подробно. В конце практикума, в приложении, приведены справочные данные (диаграммы Латимера) и список рекомендованной литературы.

1. РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

В ходе обучения дисциплине «Химия *s*-, *p*- и *3d*-элементов» у студентов должны сформироваться следующие умения и навыки:

1. Описывать с обоснованием с точки зрения теоретических представлений общей химии элемент, образованные им простые и сложные вещества (характеристические): водородные соединения, оксиды, галогениды, гидроксиды и соли, а также наиболее важные вещества в нехарактерной степени окисления (в соответствии с приведенными ниже схемами).

2. Объяснять закономерности в изменении строения и свойств атомов, простых и сложных (характеристических) веществ элементов одной подгруппы ПС.

3. Охарактеризовывать и объяснять сходства и различия в строении и свойствах атомов, простых и сложных веществ элементов одной подгруппы ПС.

4. Находить и объяснять сходство и различие в составе, строении и свойствах атомов, простых и сложных веществ элементов, расположенных в одной группе, подгруппе, периоде, по диагонали в ПС, иллюстрируя электронными формулами, валентными схемами, уравнениями химических реакций.

5. Описывать и обосновывать выбор, с точки зрения генетической связи между классами, физико-химических закономерностей методики получения чистого вещества:

- а) из заданных исходных веществ;
- б) несколькими способами, предлагая исходные вещества и условия получения самостоятельно.

Описывать методику получения вещества, предусмотрев идентификацию чистого вещества.

6. Физико-химически обосновывать выбор методики разделения смеси веществ, описывать ее, предложив методы идентификации каждого чистого вещества.

7. Термодинамически обосновывать, исходя из состава и строения веществ, тип, возможность взаимодействия различных веществ; составлять уравнения возможных химических реакций с подбором стехиометрических коэффициентов и указанием условий их протекания и сопровождающих реакцию внешних признаков.

При выполнении домашнего задания по описанию простых и сложных веществ излагать материал следует в соответствии с приведенными ниже схемами.

1.1. Схемы описания химических веществ

Простое вещество

1. Состав и строение молекул простого вещества в газообразном состоянии, вытекающие из строения электронной оболочки атома элемента:

- а) электронная формула с точки зрения метода молекулярных орбиталей (ММО) для веществ молекулярного строения (для одно- и двухатомных молекул, образованных элементами I–III периодов);
- б) валентная схема (для веществ молекулярного строения);
- в) возможность образования аллотропных видоизменений.

2. Характеристика типов взаимодействия между молекулами простого вещества при изменении температуры и давления. Строение структурных частиц при стандартных условиях, для твердого состояния – тип кристаллической решетки и вытекающие из этого физические свойства:

- а) температура плавления и кипения (возгонки), разность этих температур, агрегатное состояние простого вещества при стандартных условиях;
- б) плотность простого вещества при стандартной температуре;
- в) электропроводность, зависимость ее от температуры;
- г) магнитные свойства;
- д) оптические свойства (окраска, блеск);
- е) механические свойства (твердость, пластичность и т. д.).

3. Химические свойства, вытекающие из строения простого вещества, их физико-химическое обоснование:

а) общая характеристика химической активности простого вещества, исходя из его положения в Периодической таблице и строения; оценка окислительных и восстановительных свойств вещества (значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов);

б) отношение при разных условиях к простым веществам: водороду, кислороду (воздуху), галогенам и другим неметаллам, металлам;

в) отношение к сложным веществам, их водным растворам – воде, кислотам (с окисляющим и неокисляющим анионом), растворам и расплавам щелочей;

г) специфические для данного простого вещества реакции.

4. Способы получения простого вещества из природных соединений и лабораторные методы. Реакции идентификации, методы очистки простого вещества.

5. Области применения простого вещества, вытекающие из физических и химических свойств. Физиологическое действие вещества.

Сложное вещество

1. Класс сложного вещества, его состав и строение структурных частиц:

а) электронная формула с точки зрения ММО (для молекулярных веществ, состоящих из атомов двух элементов одного периода состава 1 : 1);

б) валентная схема (для веществ молекулярного строения).

2. Характеристика типов взаимодействия между структурными частицами вещества при стандартных условиях; для твердого состояния – тип кристаллической решетки и вытекающие из этого физические свойства вещества:

а) температура плавления (если разлагается до плавления, то температура разложения/возгонки), температура кипения, агрегатное состояние вещества при стандартных условиях;

б) электропроводность, ее зависимость от температуры;

в) оптические свойства;

г) механические свойства;

д) органолептические свойства (вкус, запах).

3. Химические свойства, вытекающие из строения сложного вещества, их физико-химическое обоснование:

а) вещество в индивидуальном состоянии: термическая устойчивость, отношение к нагреванию; отношение к воде и другим растворителям;

б) кислотно-основные свойства индивидуального вещества и его водного раствора;

в) окислительно-восстановительные свойства индивидуального вещества и его водных растворов в разных средах;

г) реакции комплексообразования индивидуального вещества и его водных растворов;

д) реакции осаждения труднорастворимых веществ из водных растворов, перевод труднорастворимых веществ в растворимую форму;

е) специфические реакции.

4. Принципы получения индивидуального вещества (безводного и кристаллогидрата), водных растворов.

5. Области применения сложного вещества, вытекающие из физических и химических свойств. Физиологическое действие вещества.

При подготовке к лабораторным работам по темам курса следует основываться на знании этапов проведения эксперимента, который включает теоретический анализ проблемы (домашняя подготовка) и проведение эксперимента в лаборатории.

1.2. Этапы проведения эксперимента

При подготовке к лабораторным работам по темам курса следует основываться на знании этапов проведения эксперимента, который включает теоретический анализ проблемы (домашняя подготовка) и проведение эксперимента в лаборатории.

Теоретический анализ экспериментальных заданий

Теоретический анализ экспериментальных заданий проводится самостоятельно при подготовке к лабораторному практикуму. Следует придерживаться следующего плана работы:

1. Составить уравнение реакции, указанной в задании. Дать физико-химическое обоснование типа реакции, состава образующихся продуктов и возможности протекания реакции при стандартных условиях. Если реакция в стандартных условиях термодинамически невозможна, то необходимо определить условия ее протекания, используя принцип подвижного равновесия Ле-Шателье.

2. Обосновать условия проведения реакции, указанной в задании:

а) состояние исходных веществ: индивидуальное или раствор (указать растворитель);

б) температура реакции (если отличается от комнатной, указать, с каким аспектом это связано: кинетическим или термодинамическим);

в) давление;

г) воздушная или инертная атмосфера;

д) использование катализатора или ингибитора.

3. Предсказать внешние признаки протекания реакции (если они имеются).

4. Предложить экспериментальные методы идентификации продуктов реакции.

5. Указать, какая посуда, реактивы (если не указаны в задании), материалы и приборы необходимы для выполнения работы.

Принять во внимание, что концентрация разбавленных водных растворов кислот и щелочей, не указанная в задании, составляет 2 н, водных растворов солей – 0,5 н.

Экспериментальный этап

Данный этап подразумевает непосредственное проведение химических опытов в ходе выполнения лабораторной работы. Следует придерживаться следующей последовательности действий:

1. Отобрать необходимые для выполнения работы реактивы, оборудование и посуду.

2. Собрать прибор или установку.

3. Провести опыт, тщательно наблюдая за всеми происходящими явлениями.

Обработка и представление экспериментальных данных

После проведения эксперимента необходимо описать наблюдения в лабораторном журнале в соответствии с продуманной ранее формой. Логически объяснить наблюдаемые явления, сделать вывод о способах получения или свойствах изученных веществ в соответствии с целью задания.

Форма отчета по лабораторной работе может быть представлена в виде таблицы, образец которой с примером оформления задания приведен ниже:

Название опыта и ход работы	Уравнение протекающей реакции, наблюдения	Расчеты	Выводы
Опыт 1 Окислительно-восстановительные свойства нитритов в кислой среде			В кислой среде нитрит проявляет и окислительные, и восстановительные свойства
К подкисленному серной кислотой раствору иодида калия прилили раствор нитрита калия	$2\text{KNO}_2 + 2\text{KI} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{NO} + \text{I}_2 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>Выпадение бурых кристаллов иода, выделение бесцветного газа</p>	$\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\varphi^\circ = +0,98 \text{ В}$ $2\text{I}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{I}_2$ $\varphi^\circ = -0,54 \text{ В}$ $E = +0,44 \text{ В}$	
К подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия прилили раствор нитрита калия	$5\text{KNO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{MnSO}_4$ <p>Обесцвечивание малинового раствора</p>	$\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ - 2\text{e}^- \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ $\varphi^\circ = -0,94 \text{ В}$ $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow 4\text{H}_2\text{O} + \text{Mn}^{2+}$ $\varphi^\circ = +1,51 \text{ В}$ $E = +0,57 \text{ В}$	

Отчет может быть оформлен в свободной форме, но в этом случае он обязательно должен включать все элементы, перечисленные в таблице.

2. ЗАДАНИЯ ДЛЯ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ И ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНОЙ РАБОТЫ

Тема 1. Элементы IA и IIА групп (s-металлы)

Содержание темы

Исторические сведения об открытии, происхождение названий элементов. Изотопный состав, распространенность. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Особенности электронного строения атомов лития и бериллия. Изменение атомных радиусов, ионизационных потенциалов, электроотрицательности по подгруппе. Изменение металлических свойств в подгруппе. Возможные степени окисления элементов IIА и IA группы исходя из строения атомов. Природные соединения и способы получения простых веществ из них.

Строение и физические свойства простых веществ: изменение плотности, температур плавления с увеличением атомного номера по подгруппе.

Химические свойства простых веществ. Изменение стандартных электродных потенциалов, изменение восстановительных свойств. Отношение к простым веществам. Отношение металлов к водороду, кислороду, галогенам, азоту, углероду, сере, металлам, воде. Отношение бериллия и магния к кислотам и щелочам. Диагональное сходство лития и магния, бериллия и алюминия.

Кислородные соединения металлов: оксиды, пероксиды и надпероксиды щелочных и щелочноземельных металлов, озониды щелочных металлов. Их получение, строение и характер химических связей, свойства, применение. Изменение термической устойчивости и состава кислородных соединений по подгруппе. Отношение к воде.

Соединения с неметаллами (гидриды, нитриды, галогениды, сульфиды). Получение, строение и свойства. Изменение температур плавления и электропроводности галогенидов в рядах литий – цезий и бериллий – барий.

Гидроксиды. Получение, свойства, строение, применение. Диссоциация гидроксидов. Изменение силы оснований в ряду гидроксид лития – гидроксид цезия; гидроксид бериллия – гидроксид бария. Изменение термической устойчивости. Общие принципы промышленного получения.

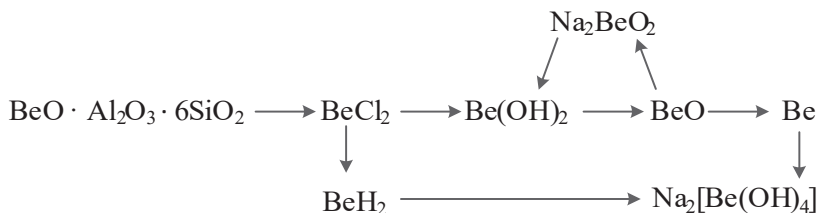
Соли. Галогениды. Особенности строения галогенидов бериллия. Растворимые и нерастворимые соли металлов. Бериллаты, их получение. Магнезиальный цемент. Изменение термической устойчивости карбонатов, сульфатов, нитратов в подгруппах. Двойные соли. Кристаллогидраты. Комплексообразующая способность ионов металлов. Жесткость воды и методы ее устранения. Переработка и использование природных соединений кальция (известь, мел, мрамор). Сода. Способы ее получения в промышленности. Особенности химии лития и бериллия.

Области применения, вытекающие из физических и химических свойств простых и сложных веществ. Биогенная роль элементов. Токсичность соединений.

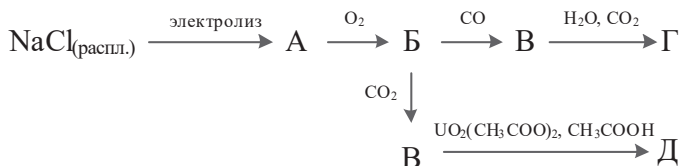
Теоретические упражнения для самостоятельной работы

1. Осуществите превращения:

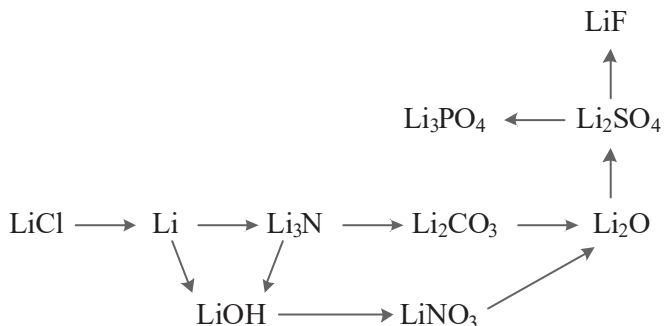
1.1.



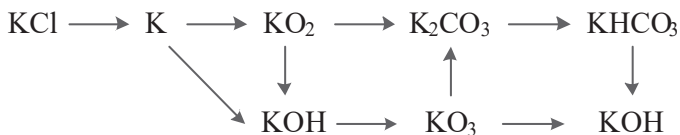
1.2.



1.3.



1.4.



2. Предложите способ получения:

2.1. Гидрида бериллия из оксида бериллия.

2.2. Чистых металлов из сплава «электрон» (сплав магния, алюминия, меди и марганца).

2.3. Озонида цезия из хлорида цезия.

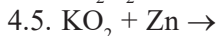
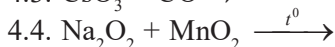
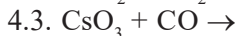
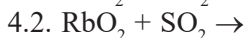
2.4. Соды (карбоната натрия) из галита (хлорида натрия).

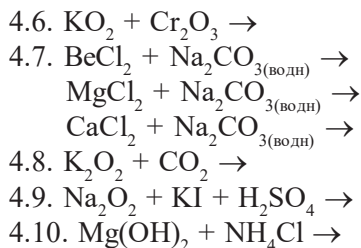
3. Предложите способ различить химическим способом:

3.1. Водные растворы хлоридов лития, натрия, калия.

3.2. Водные растворы хлоридов бериллия, магния и кальция.

4. Обоснуйте возможность взаимодействия между веществами, определите, к какому типу относятся реакции:





5. Объясните, какие особенности следующих веществ позволяют использовать их на практике [1–2]:

- 5.1. Оксиды бериллия и магния – огнеупорные материалы.
- 5.2. Натрий, магний и кальций применяют в металлургии.
- 5.3. Оксид кальция входит в состав цемента.
- 5.4. Пероксидом натрия заполняют патроны регенерации воздуха в подводных лодках.
- 5.5. Нитрат калия является составной частью дымного пороха и фейерверков.
- 5.6. Хлорид калия – удобрение.
- 5.7. Хлорид натрия применяют в производстве гидроксида натрия и водорода.
- 5.8. Металлический литий применяется в цветной металлургии, в авиационной промышленности в виде сплавов с магнием, свинцом, медью, серебром, алюминием, обладающих пластичностью, прочностью, легкостью и антикоррозионными свойствами.
- 5.9. В ядерной энергетике литий используется для получения трития, при изготовлении регулирующих стержней в системе защиты реакторов, в качестве теплоносителя в урановых реакторах, как растворитель урана и тория.
- 5.10. Бромид и хлорид лития используются в процессах кондиционирования и высушивания воздуха; в медицине.
- 5.11. Металлический натрий используется как теплоноситель в авиационных двигателях, машинах для литья под давлением, в химических процессах, в ядерных реакторах (сплав с калием).
- 5.12. Гексафтороалюминат натрия применяют при электролитическом получении алюминия, производстве алюминиевых сплавов, стекла, эмалей и других целей.

5.13. Гидроксид натрия используется в производстве искусственных волокон, мыла, алюминия, красок для отделки тканей, очистки нефти.

5.14. Карбонат натрия используется в производстве стекла, алюминия, мыла, гидроксида и гидрокарбоната натрия, различных солей и красок, для обессеривания чугуна, очистки нефти, мойки шерсти и т. д.

5.15. Нитрит натрия используют в производстве красителей, иода, в пищевой промышленности и медицине.

5.16. Перборат натрия входит в состав моющих средств, а ортофосфат натрия сам служит в качестве моющего средства.

5.17. Фторид натрия применяют в химической, металлургической, стекольной, цементной промышленности; при изготовлении протеиновых клеев, консервантов для дерева, мяса, масла, средств для удаления ржавчины, инсектицидов; его используют для фторирования питьевой воды; он входит в состав препаратов для лечения кариеса зубов, остеопороза и отосклероза.

5.18. Хлорит натрия применяют при получении оксида хлора (IV); для обеззараживания и дезодорации воды, как отбеливающее средство в текстильной и целлюлозно-бумажной промышленности.

5.19. Металлический калий применяют для получения пероксида калия, используемого для регенерации кислорода; калий является катализатором при получении некоторых видов каучука; в виде сплавов с натрием в производстве титана; применяется для осушки газов и освобождения их от кислорода.

5.20. Гидроксид калия употребляется в производстве жидких мыл, он служит исходным сырьем для получения солей калия.

5.21. Нитрат калия – удобрение; применяется, как и все нитраты щелочных и щелочноземельных металлов, в пиротехнике.

5.22. Рубидий, цезий и их соединения применяются в радиотехнике, приборостроении, производстве полупроводников, сегнето- и пьезоэлектриков.

5.23. Металлический бериллий применяется в производстве рентгеновских трубок, неоновых светильных трубок и люминофоров, в ядерной технике в качестве отражателя нейтронов в реак-

торах, для изготовления оболочек тепловыделяющих элементов, а также в качестве источника нейтронов. Сплавы бериллия используются в ракетостроении, самолетостроении, приборостроении.

5.24. Оксид бериллия применяется как огнеупор, в атомной технике, в турбо- и ракетостроении, в качестве катализатора в органическом синтезе, в производстве специальных стекол.

5.25. Металлический магний применяется как добавка к сплавам, используемым в самолето-, ракето- и автомобилестроении; как раскислитель в металлургии: в промышленности органического синтеза.

5.26. Оксид магния входит в состав магнезиальных цементов, огнеупоров; служит наполнителем для резин.

5.27. Хлорид магния используют для придания огнестойкости дереву; в текстильной промышленности; в смеси с оксидом магния и наполнителями – для изготовления цементов.

5.28. Сульфат магния используется при дублении кожи; в производстве огнестойких тканей и бумаги; в медицине и ветеринарии; как компонент некоторых удобрений.

5.29. Металлический кальций применяется в металлотермии, для раскисления и очистки металлов в металлургии, для обезвоживания органических растворителей.

5.30. Оксид и гидроксид кальция входят в состав цемента, используются для футеровки печей, как вяжущее вещество в строительстве, в металлургии, в качестве флюса, в сахарном и кожевенном производствах, в пищевой промышленности, для изготовления стекла, в сельском хозяйстве, для очистки сточных вод.

5.31. Карбонат кальция применяется как строительный материал, сырье для производства извести и известковых цементов, как флюс в металлургии; в химической промышленности; в сельском хозяйстве.

5.32. Хлорид кальция служит для осушения газов и жидкостей, для ускорения твердения бетона, как средство против обледенения аэродромов и железнодорожных рельсов, как лекарство.

5.33. Гипохлорит кальция употребляется как отбеливатель и окислитель в текстильной и бумажной промышленности, как окислитель при получении хлороформа, хлорпикрина и др.; при очистке

ацетилен, некоторых нефтепродуктов; как дезинфицирующее и дегазирующее средство.

5.34. Металлический стронций применяется в металлургии для раскисления меди и бронзы; в электровакуумной технике; в сплаве со свинцом и оловом в производстве аккумуляторов; в составе некоторых пиррофорных сплавов.

5.35. Искусственные радиоактивные изотопы применяются: ^{89}Sr – для обнаружения повреждений кабелей; ^{90}Sr – как источник β -излучения.

5.36. Гидроксид стронция употребляют для изготовления стронциевых смазок и выделения сахара из патоки.

5.37. Карбонат стронция входит в состав глазурей, стойких к атмосферным воздействиям; природные стронцианит и целестин – в состав тяжелых жидкостей, используемых для бурения скважин.

5.38. Хромат стронция применяют для защиты от коррозии; как пигмент при изготовлении красок.

5.39. Металлический барий применяется как поглотитель газов в технике глубокого вакуума; в небольших количествах в сплавах со свинцом – в типографском деле; в аппаратуре – для получения серной кислоты.

5.40. Оксид бария применяется для сердечников электромагнитов; в производстве пероксида и гидроксида бария.

5.41. Гидроксид бария применяется для очистки сахара в лабораторной практике.

5.42. Хлорид бария используют для борьбы с сельскохозяйственными вредителями; в керамической и текстильной промышленности; в производстве минеральных красок; для очистки котельной воды и рассолов от сульфатов.

5.43. Карбонат бария применяется в керамической промышленности; для производства оптического стекла и эмалей; служит основой твердых растворов, применяемых в электронной промышленности.

5.44. Сульфид бария используется в кожевенной промышленности, особо чистый сульфид бария – в производстве люминофоров.

5.45. Сульфат бария применяется как утяжелитель глинистых растворов при глубоком бурении; для производства минеральных

красок; в бумажной, резиновой, текстильной и керамической промышленности; медицине.

5.46. Метатитанат бария применяется в производстве высокостойких конденсаторов малых размеров, гидроакустических устройств, электронных схем, ультразвуковой аппаратуры, звукозаписывающих устройств.

5.47. Из феррита бария изготавливают материалы, необходимые для электронной радиоаппаратуры и вычислительной техники.

Экспериментальные задания

Задание 1. Изучение свойств простых веществ.

Опыт 1. Изучите реакции горения магния, кальция, лития, натрия и калия на воздухе. Опыт проводите в вытяжном шкафу, используйте ложечку для сжигания и спиртовку.

Опыт 2. Изучите взаимодействие тех же металлов с водой, магния – с разбавленной соляной кислотой.

Задание 2. Получение и изучение свойств соединений металлов IA и IIA группы.

Опыт 1. Используя индикаторную бумагу, измерьте pH водных растворов солей s-металлов. Сделайте вывод о силе оснований, которыми образованы данные соли. Установите закономерность изменения свойств оснований в группе и объясните ее. Для тех солей, которые подвергаются гидролизу, приведите уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде.

Опыт 2. Изучите окрашивание пламени солями щелочных и щелочноземельных металлов. Металлическую проволоку с петелькой на конце смочите водой и прикоснитесь ею к твердой соли, добившись, чтобы кристаллики соли прилипли к петельке. Затем внесите петельку с кристаллами соли в пламя спиртовки. После каждого опыта промойте петельку в концентрированной соляной кислоте и прокалите на пламени спиртовки.

Опыт 3. Получите реакцией обмена в растворе малорастворимые соли щелочных и щелочноземельных металлов, которые можно использовать для их идентификации: карбонаты, фториды, ортофосфаты щелочноземельных металлов; ортофосфат и карбонат лития, перхлорат калия.

Тема 2. Элементы IIIA группы

Содержание темы

Исторические сведения об открытии, происхождение названий элементов. Изотопный состав, распространенность. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение атомных радиусов, ионизационных потенциалов, электроотрицательности по подгруппе. Изменение неметаллических и металлических свойств в подгруппе. Возможные степени окисления элементов IIIA группы исходя из строения атомов. Природные соединения и способы получения простых веществ из них.

Строение и физические свойства простых веществ: изменение типа проводимости и температур плавления в ряду В – Al – Ga – In – Tl.

Химические свойства простых веществ. Изменение окислительных и восстановительных свойств. Отношение к простым веществам, воде, кислотам с неокисляющим и окисляющим анионом, щелочам.

Строение, физические и химические свойства соединений элементов IIIA группы в положительных степенях окисления.

Соединения элементов в степени окисления +3. Закономерность изменения устойчивости максимальной степени окисления и ее причины. Оксиды, гидроксиды, кислородсодержащие соли, галогениды и халькогениды: их строение, физические и химические свойства: закономерности изменения кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств. Соли металлов в катионной и анионной форме, условия их получения. Способы получения оксидов, гидроксидов, солей, галогенидов, халькогенидов элементов в степени окисления +3.

Алюмосиликаты, их строение. Элементы в степени окисления (с. о.) +3 как комплексообразователи. Криолит, квасцы, гидроксо- и гидридо-комплексы. Нитрид бора, его полиморфные модификации, их строение. Боразол, его сходство с бензолом. Особенности строения и свойств орта-, мета- и полиборных кислот. Тетраборная кислота и тетрабораты. Бура. Боросиликатные стекла. Оксид алюминия, особенности строения и свойств. Корунд, производство монокристаллов корунда и рубина.

Водородные соединения бора (бораны). Строение бороводородов, трехцентровая «банановая» связь, физические и химические свойства, получение. Причины реакционной способности и склонности к комплексообразованию. Полимерные гидриды алюминия, галлия, индия, таллия. Алюмогидрид лития, его использование в качестве восстановителя.

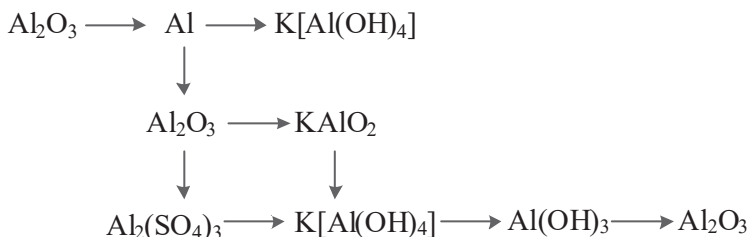
Краткая характеристика соединений элементов IIIA группы в степени окисления +1. Закономерность изменения устойчивости с. о. +1 в подгруппе. Характеристика свойств оксида и гидроксида таллия (+1), их сходство с соединениями щелочных металлов. Соли таллия (+1), их сходство с соединениями щелочных металлов и серебра.

Области применения, вытекающие из физических и химических свойств простых и сложных веществ. Биогенная роль элементов. Токсичность соединений.

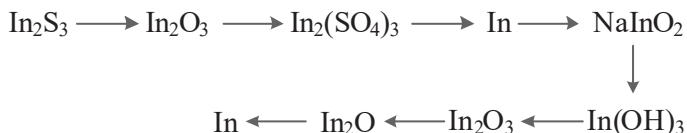
Теоретические упражнения для самостоятельной работы

1. Осуществите превращения:

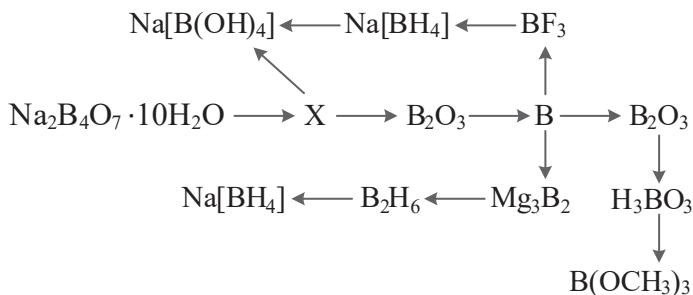
1.1.



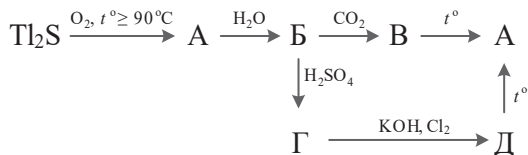
1.2.



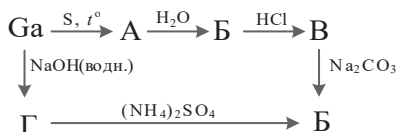
1.3.



1.4.



1.5.



2. Предложите способ различить:

2.1. Водные растворы нитратов таллия (I), алюминия, индия (III).

3. Предложите способ получения:

3.1. Металлических галлия, таллия и железа из полисульфидной руды, содержащей сульфиды галлия, таллия и железа.

3.2. Алюмокалиевых квасцов из боксита.

3.3. Алюминия, кремния и бериллия из минерала берилла ($3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$).

4. Предложите способ разделения:

4.1. Смеси металлических порошков алюминия, галлия, индия и таллия.

4.2. Сульфидов таллия, серебра и меди (I).

5. Сплав таллия и алюминия (в котором молярные доли алюминия и таллия равны) сожгли на воздухе. Полученное твердое вещество полностью растворилось в воде. Какое вещество оказалось в растворе? Приведите уравнения всех реакций.

6. Какие особенности следующих соединений позволяют использовать их на практике [1–2]:

6.1. Борная кислота – дезинфицирующие средства.

6.2. Оксид бора и бораты используются для изготовления глазурей, стекол.

6.3. Нитрид бора – абразивный материал для буровых инструментов.

6.4. Алюминий применяется в металлотермии, для изготовления проволоки, посуды, фольги; сплавы алюминия с медью и магнием – в ракето- и самолетостроении.

6.5. Оксид алюминия используется как огнеупор, в ювелирной промышленности.

6.6. Металлический галлий используется для производства зеркал и высокотемпературных термометров.

Экспериментальные задания

Задание 1. Изучение свойств простых веществ.

Опыт 1. Изучите взаимодействие алюминия с 20 % раствором гидроксида натрия, с разбавленной серной кислотой, с концентрированной серной и концентрированной азотной кислотой на холоде и при нагревании. Изучите взаимодействие металлического алюминия с концентрированными водными растворами карбоната натрия и хлорида аммония.

Опыт 2. Изучите влияние оксидной пленки на химическую активность алюминия по следующей методике. Две алюминиевые пластинки обработайте наждачной бумагой и обезжирьте в спирте. На одну из пластин нанесите каплю раствора нитрата ртути (II) и наблюдайте образование амальгамы (сплава алюминия и ртути). После этого испытайте отношение обеих пластин к воде на холоде и при нагревании.

Задание 2. Получение и изучение свойств соединений элементов IIIA группы.

Опыт 1. Получите борную кислоту по следующей методике: 2,5 г буры растворите в 5 мл воды при нагревании и к раствору добавьте 5 мл 24 % соляной кислоты. Охладите образовавшийся раствор.

Опыт 2. Проведите качественную реакцию на соединения бора по следующей методике. В тигель внесите на кончике шпателя кристаллы буры (или оксида бора), смочите их концентрированной серной кислотой и налейте 2–3 мл этилового спирта. Размешайте смесь стеклянной палочкой и подожгите образовавшийся эфир ортоборной кислоты. Отметьте окраску пламени.

Опыт 3. Используя индикаторную бумагу, измерьте pH водного раствора тетрабората натрия. Сделайте вывод о силе тетраборной кислоты, которой образована данная соль. Приведите уравнение гидролиза тетрабората натрия в молекулярном и ионном виде.

Опыт 4. Получите гидроксид алюминия из водного раствора соли алюминия и изучите его растворимость в растворах кислот и щелочей. Продукт взаимодействия гидроксида алюминия с щелочью сохраните для следующего опыта. Сделайте вывод о кислотных-основных свойствах гидроксида алюминия.

Опыт 5. Изучите взаимодействие водного раствора хлорида алюминия с водным раствором карбоната натрия. Изучите взаимодействие тетрагидроксоалюмината натрия с кристаллическим хлоридом аммония.

Опыт 6. Получите с помощью реакций ионного обмена в растворе малорастворимые соли алюминия, которые можно использовать для идентификации ионов алюминия: ортофосфат, фторид алюминия.

Тема 3. Элементы IVA группы

Содержание темы

Исторические сведения об открытии, происхождение названий элементов. Изотопный состав, распространенность. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение атомных

радиусов, ионизационных потенциалов, электроотрицательности по подгруппе. Изменение неметаллических и металлических свойств в подгруппе. Возможные степени окисления элементов IVA группы исходя из строения атомов. Природные соединения и способы получения простых веществ из них.

Строение и физические свойства простых веществ: аллотропные модификации углерода, кремния, германия, олова. Изменение типа проводимости и температур плавления в ряду $C - Si - Ge - Sn - Pb$.

Химические свойства простых веществ. Изменение окислительных и восстановительных свойств. Отношение к простым и сложным веществам: воде, кислотам с неокисляющим и окисляющим анионом, щелочам.

Характеристика водородных соединений. Изменение термической устойчивости $ЭН_4$, их восстановительной способности.

Соединения элементов в отрицательных степенях окисления. Характеристика строения и свойств карбидов, силицидов, германидов.

Строение, физические и химические свойства соединений элементов IVA группы в положительных степенях окисления.

Соединения элементов в характеристических степенях окисления: +4 и +2. Закономерность изменения устойчивости максимальной степени окисления и ее причины. Оксиды, кислоты, соли, галогениды и халькогениды: их строение, физические и химические свойства: закономерности изменения кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств. Способы получения оксидов, кислот, солей, галогенидов, халькогенидов элементов в степени окисления +2 и +4. Силикатные стекла: состав, получение. Цемент: состав, получение. Карбонилы металлов.

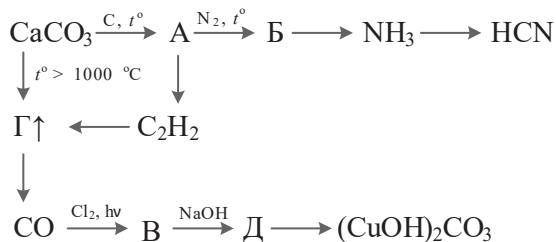
Углерод-азотные соединения: мочевины, цианаты и тиоцианаты, циановодород и цианиды: их строение, получение, краткая характеристика физических и химических свойств.

Области применения, вытекающие из физических и химических свойств простых и сложных веществ. Биогенная роль элементов. Токсичность соединений.

**Теоретические упражнения
для самостоятельной работы**

1. Осуществить превращения:

1.1.



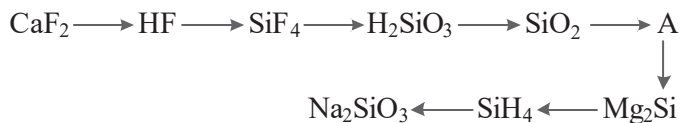
1.2.



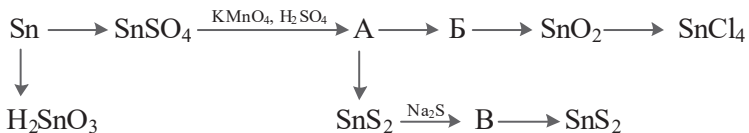
1.3.



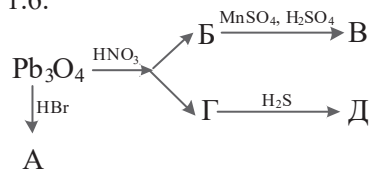
1.4.



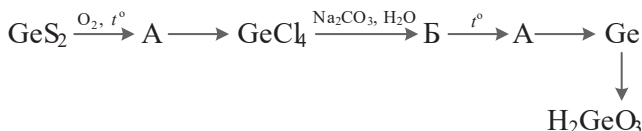
1.5.



1.6.



1.7.



2. Предложите способ различить:

2.1. Водные растворы гидроксида натрия, гидрокарбоната и карбоната натрия.

2.2. Газы: метан, оксиды углерода (II) и (IV).

2.3. Водные растворы хлоридов олова (II) и (IV).

2.4. Водные растворы нитратов свинца, олова (II) и висмута.

2.5. Водные растворы нитрата, нитрита, карбоната и силиката натрия.

3. Предложите способ получения:

3.1. Монооксида углерода из карбида алюминия.

3.2. Диоксида свинца из сульфида свинца.

3.3. Силана из кварца.

3.4. Простого вещества германия из минерала аргиродита ($4\text{Ag}_2\text{S} \cdot \text{GeS}_2$).

3.5. Гексафторокремниевой кислоты из фторапатита.

3.6. Оксида олова (II) из сусального олова (SnS_2).

4. Предложите способ разделения:

4.1. Смеси порошков углерода и кремния.

4.2. Смеси порошков олова и свинца.

4.3. Смеси диоксидов кремния и олова.

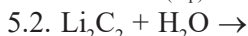
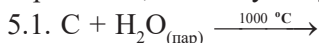
4.4. Смеси диоксидов олова и свинца.

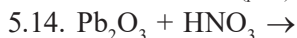
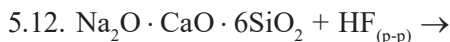
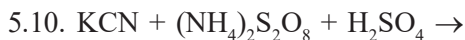
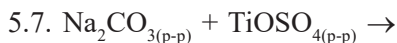
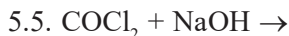
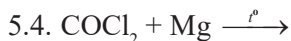
4.5. Смеси сульфидов олова (II) и свинца.

4.6. Смеси сульфида свинца и дисульфида германия.

4.7. Смеси сульфидов олова (II) и (IV).

5. Обоснуйте возможность взаимодействия между веществами, определите, к какому типу относятся реакции:





6. Какие особенности следующих соединений позволяют использовать их на практике [1–2]:

6.1. Алмазы применяют для сверления, резки, огранки и шлифовки особо твердых материалов; для изготовления деталей приборов и инструментов, фильтров и абразивных материалов; в ювелирном деле.

6.2. Графит употребляют в производстве огнеупоров, электротехнических изделий и материалов; в химическом машиностроении в качестве конструкционного материала; как компонент смазочных и антифрикционных составов; для производства карандашей и красок; блоки из особо чистого графита используют в ядерной технике как замедлители нейтронов.

6.3. Моноксид углерода применяется как одно из исходных соединений, лежащих в основе современной промышленности органического синтеза. Используют в металлургической промышленности.

6.4. Цианиды натрия и калия используются для извлечения золота и серебра из руд, при обогащении полиметаллических руд.

6.5. Диоксид углерода применяется в производстве газированных напитков, сухого льда; для получения гидрокарбоната натрия, карбоната и гидрокарбоната аммония, свинцовых белил, карбамида; как инертная среда при проведении некоторых реакций; в металлургии алюминия.

6.6. Простое вещество кремний применяется для изготовления полупроводниковых усилителей и фотосопротивлений, силовых высокотемпературных стержней; для получения кремний-органических соединений; для раскисления металлов и получения ряда сплавов.

6.7. Карбид кремния используют в качестве абразивного материала для шлифовки металлов с низким сопротивлением разрыву, камня, стекла, эбонита и др.; для изготовления нагревательных элементов, термостойких термопар; в производстве кислотоупорных изделий.

6.8. Диоксид кремния применяется в производстве стекла, керамики, бетонных изделий, силикатного кирпича, в виде кварца – в радиотехнических приборах и ультразвуковых установках. Силикагель используется как сорбент и носитель катализаторов.

6.9. Германий широко применяется в полупроводниковой технике для изготовления различных деталей электроники; является компонентом многочисленных сплавов с металлами и специальных оптических стекол.

6.10. Большая часть олова расходуется для производства различных подшипниковых (бabbит) и типографских (гарт, пьютер) сплавов, бронзы, латуни, легкоплавких припоев. Важной областью применения олова является лужение стали.

6.11. Свинец применяется в производстве кабелей; в химическом машиностроении; для защиты от γ -излучения; для получения тетраэтилсвинца и свинцовых пигментов; компонент разнообразных сплавов.

6.12. Свинец и его оксиды применяются в производстве аккумуляторов. Кроме того, оксид свинца (II) применяется в производ-

стве стекла, глазури, эмали, олифы, в резиновой промышленности, а оксид свинца (IV) – еще и в производстве спичек.

6.13. Азид свинца (II) – инициирующее взрывчатое вещество во взрывателях, детонаторах.

6.14. Карбид кремния – материал для нагревателей и абразив.

Экспериментальные задания

Задание 1. Изучение свойств простых веществ.

Опыт 1. Изучите отношение простых веществ к соляной кислоте, раствору гидроксида натрия и концентрированному раствору азотной кислоты.

Задание 2. Изучение свойств соединений в высшей степени окисления.

Опыт 1. Получите диоксид углерода из мрамора и соляной кислоты в колбе Вюрца и изучите его взаимодействие с водой и раствором гидроксида натрия, используя фенолфталеин; с магниевой стружкой и красным фосфором (при нагревании).

Опыт 2. Получите кремниевую кислоту из раствора силиката натрия и 24 % соляной кислоты. Опишите, какими внешними признаками сопровождается образование кремниевой кислоты. Изучите отношение кремниевой кислоты к растворам щелочей.

Опыт 3. Используя индикаторную бумагу, измерьте pH водных растворов карбоната, гидрокарбоната, силиката натрия. Сделайте вывод о силе кислот, которыми образованы данные соли. Приведите уравнение гидролиза солей в молекулярном и ионном виде.

Опыт 4. Изучите реакции взаимодействия водных растворов карбоната, гидрокарбоната, силиката натрия с раствором сульфата меди. Сравните характер образующихся осадков.

Опыт 5. Получите две формы гидроксида олова (IV):

а) ортогидроксид олова (IV) (ортооловянную кислоту или α -оловянную кислоту) из раствора хлорида олова (IV) и раствора гидроксида натрия;

б) метагидроксид олова (IV) (метаоловянную кислоту или β -оловянную кислоту) из металлического олова и концентрированного раствора азотной кислоты при нагревании.

Сравните характер образующихся осадков.

Изучите отношение гидроксида олова (IV) к растворам кислот и щелочей.

Опыт 6. Используя индикаторную бумагу, измерьте pH водного раствора хлорида олова (IV). Сделайте вывод об основных свойствах гидроксида олова (IV). Приведите уравнение гидролиза хлорида олова (IV) в молекулярном и ионном виде.

Опыт 7. К водному раствору хлорида олова (IV) добавьте небольшую порцию раствора сульфида натрия. К образующемуся осадку вновь прибавьте небольшую порцию раствора сульфида натрия. Произошло ли растворение?

Опыт 8. Изучите окислительные свойства соединений олова и свинца (IV), используя:

- а) для Sn (IV) – раствор иодида калия в кислой среде;
- б) для PbO₂ – раствор сульфата марганца (II) в азотнокислой среде. Химический стакан на 100 мл ополосните раствором соли марганца, добавьте 5 мл разбавленной азотной кислоты и поместите небольшое количество порошка диоксида свинца (на кончике шпателя). Оставьте стакан для протекания реакции на 30 мин.

Задание 3. Изучение свойств соединений в степени окисления +2.

Опыт 1. Получите монооксид углерода, используя муравьиную кислоту и концентрированную серную кислоту в колбе Вюрца. Изучите реакцию горения; восстановительные свойства монооксида углерода, используя подкисленный раствор перманганата калия.

Опыт 2. Получите гидроксиды олова и свинца (II) реакцией обмена в растворе и изучите их отношение к разбавленным растворам кислот и щелочей (для гидроксида свинца (II) – к разбавленному раствору HNO₃).

Опыт 3. Используя индикаторную бумагу, измерьте pH водных растворов хлорида олова (II) и нитрата свинца. Сделайте вывод об основных свойствах гидроксидов олова (II) и свинца (II). Приведите уравнение гидролиза солей в молекулярном и ионном виде.

Опыт 4. Получите сульфид олова (II) из водных растворов хлорида олова (II) и сульфида натрия; получите сульфид свинца из водных растворов нитрата свинца и сульфида натрия.

Опыт 5. Изучите окислительно-восстановительные свойства Sn^{2+} и Pb^{2+} :

- а) окислительные свойства, используя гранулы цинка;
- б) восстановительные свойства, используя следующие реактивы:
 - для олова (II) – раствор хлорида железа (III);
 - для свинца (II) – раствор пероксида водорода в щелочной среде.

Тема 4. Элементы VA группы

Содержание темы

Исторические сведения об открытии, происхождение названий элементов. Изотопный состав, распространенность. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение атомных радиусов, ионизационных потенциалов, электроотрицательности по подгруппе. Возможные степени окисления элементов VA группы исходя из строения атомов. Природные соединения и способы получения простых веществ из них.

Строение и физические свойства простых веществ: аллотропные модификации фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута. Изменение типа проводимости и температур плавления в ряду $\text{N} - \text{P} - \text{As} - \text{Sb} - \text{Bi}$.

Химические свойства простых веществ. Изменение окислительных и восстановительных свойств. Отношение к простым веществам, воде, кислотам с неокисляющим и окисляющим анионом, щелочам.

Соединения в отрицательных степенях окисления. Характеристика водородных соединений. Изменение термической устойчивости ЭН_3 , их восстановительной способности, растворимости в воде; изменение основных свойств водных растворов, способности к комплексообразованию. Характеристика пниктогенидов.

Соединения азота в отрицательных нехарактеристических степенях окисления: гидразин, гидроксилламин, азид водорода. Их строение, физические и химические свойства. Сравнение окисли-

тельно-восстановительных, основных свойств аммиака, гидразина и гидроксилamina, их способности к комплексообразованию. Соли аммония, гидразиния, гидроксилamмония, их термическая устойчивость.

Соединения элементов VA группы в положительных степенях окисления.

Соединения элементов в характеристических с. о. +5 и +3. Закономерность изменения устойчивости максимальной с. о. и ее причины. Оксиды, кислоты, соли, галогениды и халькогениды: их строение, физические и химические свойства: закономерности изменения кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств. Мета-, орто-, полифосфорная кислоты, мета-, орто- и полифосфаты. Способы получения оксидов, кислот, солей, галогенидов, халькогенидов элементов в с. о. +3 и +5.

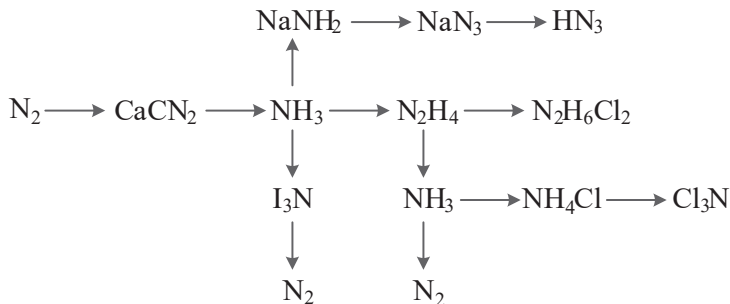
Соединения элементов VA группы в положительных нехарактеристических с. о.: оксиды азота (I), (II) и (IV), фосфорноватистая кислота и гипофосфиты: строение, получение, физические и химические свойства.

Области применения, вытекающие из физических и химических свойств простых и сложных веществ. Биогенная роль элементов. Токсичность соединений.

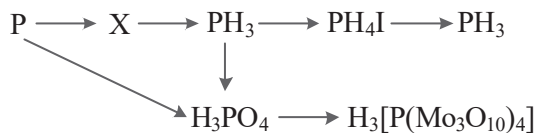
Теоретические упражнения для самостоятельной работы

1. Осуществите превращения:

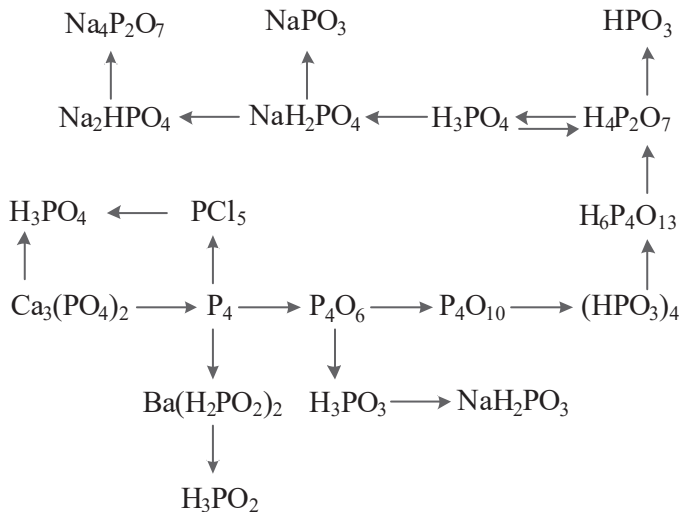
1.1.



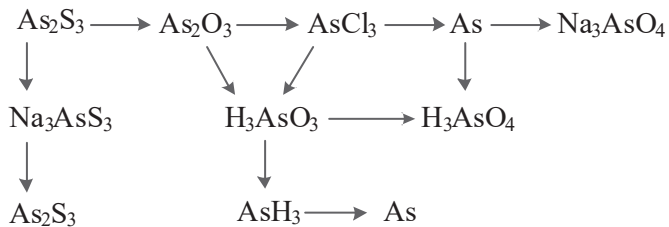
1.2.



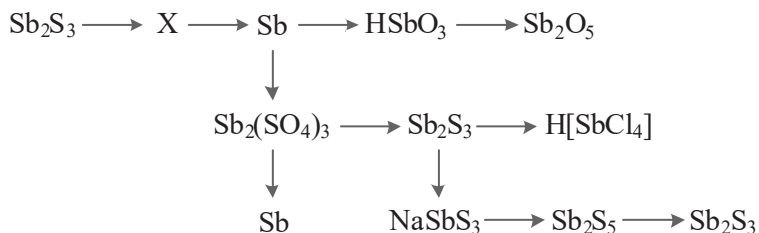
1.3.



1.4.



1.5.



2. Предложите способ различить:

2.1. Оксиды азота (I) и (II).

2.2. Водные растворы нитрата, ортофосфата, метафосфата, гипофосфита, арсената натрия.

2.3. Водные растворы гидроксилamina, аммиака и азида водорода.

3. Предложите способ получения:

3.1. Висмутата натрия из сульфида висмута.

3.2. Безводного нитрата меди из халькозина (Cu_2S), воздуха и воды.

3.3. Гидразина, гидроксилamina и азида водорода, используя хлорид натрия, воздух, воду, железо, платину.

3.4. Аммиака из любых других веществ (не менее семи способов).

3.5. Арсената натрия из аурипигмента (As_2S_3), воды и кислорода.

3.6. Нитрида иода из воздуха, иодида калия и воды.

3.7. Азота: а) из воздуха; б) нитрита аммония; в) нитрита натрия; г) сульфата аммония; д) азида натрия; е) нитрата натрия. Каким методом получают азот в промышленности?

3.8. Монооксида азота: а) в природе при грозовых разрядах; б) при взаимодействии разбавленного водного раствора азотной кислоты с медью; в) при взаимодействии солянокислых растворов нитрита натрия и хлорида железа (II). Как получают монооксид азота в промышленности?

3.9. Нитрита натрия: а) из нитрата натрия; б) азотной кислоты и гидроксида натрия.

4. Предложите способ разделить:

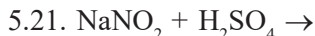
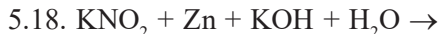
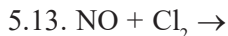
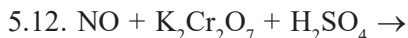
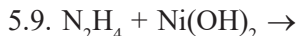
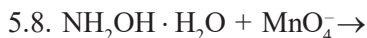
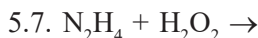
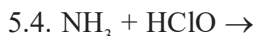
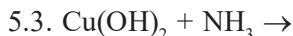
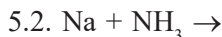
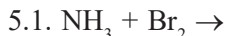
4.1. Смесь металлических мышьяка и висмута.

4.2. Смесь оксидов мышьяка, сурьмы и висмута (III).

4.3. Смесь сульфидов фосфора и мышьяка (III).

4.4. Смесь сульфидов мышьяка (III) и (V).

5. Обоснуйте возможность взаимодействия между веществами, определите, к какому типу относятся реакции:



- 5.22. $\text{NaNO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 5.23. $\text{NO} + \text{NO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
 5.24. $\text{Mg} + \text{HNO}_{3(\text{разб.})} \rightarrow$
 5.25. $\text{KNO}_3 + \text{Al} + \text{KOH} \rightarrow$
 5.26. $\text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{разб.})} \rightarrow$
 5.27. $\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow$
 5.28. $\text{Zn} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow$
 5.29. $\text{Au} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow$
 5.30. $\text{NaNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ}$
 5.31. $\text{NiS} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow$
 5.32. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ}$
 5.33. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ}$
 5.34. $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$

6*. На металлургический завод привезли полисульфидную руду, содержащую сульфиды мышьяка, сурьмы и висмута (III). Предложите наиболее эффективный способ получения чистых металлов, используя эту руду. Укажите, какие дополнительные (доступные) реагенты для этого потребуются. Оцените чистоту металлов, полученных предложенным вами способом. Какие примеси они могут содержать?

7*. Производство по нанесению металлических покрытий получило крупный заказ на никелирование стальных изделий. Для получения высококачественных никелевых покрытий было решено использовать химическое никелирование. Основным реагентом для нанесения никелевого покрытия из раствора является фосфорноватистая кислота. Для ее производства завод закупил большую партию фосфорита (ортофосфата кальция). Предложите наиболее эффективный способ получения фосфорноватистой кислоты из фосфорита. Укажите, какие дополнительные (доступные) реагенты

* Кейс-задания.

для этого потребуются. Приведите уравнения реакций получения фосфорноватистой кислоты, а также реакцию взаимодействия хлорида никеля с фосфорноватистой кислотой, в результате которой получается металлический никель.

7. Какие свойства следующих соединений азота и фосфора позволяют использовать их на практике [1–2]?

7.1. Азот применяют в качестве инертной атмосферы, заполняют электрические лампы накаливания, а также для создания глубокого холода.

7.2. Нитрат аммония входит в состав взрывчатого вещества – аммонала.

7.3. Безводная азотная кислота и гидразин используются в ракетном топливе.

7.4. Нитрат калия используют в пиротехнике.

7.5. Красный фосфор – дымообразующее зажигательное средство.

7.6. Полифосфаты – умягчители воды, компоненты стиральных порошков и мыла.

7.7. Мышьяк, сурьма, висмут – компоненты легкоплавких сплавов, припоев. Металлический висмут используют для получения сложных отливок и в гипсовых формах.

7.8. Оксиды и сульфиды мышьяка, сурьмы, висмута применяются в производстве стекол, эмалей, керамики, красок.

Экспериментальные задания

1. Простые вещества элементов VA группы и их соединения в отрицательных степенях окисления

Задание 1. Изучение свойств простых веществ.

Опыт 1. Получите азот в колбе Вюрца, используя кристаллические нитрит калия (натрия) и хлорид аммония. Докажите образование азота, опустив в сосуд с газом горящую лучинку.

Опыт 2. Получите белый фосфор по следующей методике. На дно пробирки поместите сухой красный фосфор, пробирку заполните диоксидом углерода. Закройте отверстие пробирки ватой. Осторожно нагрейте на слабом пламени спиртовки.

Изучите отношение белого фосфора к раствору щелочи при нагревании и к 1 % раствору сульфата меди.

Опыт 3. Получите мышьяк взаимодействием водного раствора арсенита натрия с гранулами металлического цинка в разбавленной соляной кислоте.

Изучите отношение мышьяка, сурьмы и висмута к концентрированной азотной кислоте на холоде и при нагревании.

Задание 2. Получение и изучение свойств соединений азота в отрицательных степенях окисления.

Опыт 1. Используя индикаторную бумагу, измерьте pH водных растворов солей аммония, гидразиния и гидроксиламмония. Сделайте вывод об основных свойствах аммиака, гидразина и гидроксилamina. Приведите уравнение гидролиза солей в молекулярном и ионном виде.

Опыт 2. Изучите восстановительные свойства солей аммония, гидразиния и гидроксиламмония в щелочной среде, используя раствор иодата калия, и окислительные свойства солей гидразиния и гидроксиламмония в кислой среде, используя раствор иодида калия. Сравните окислительно-восстановительные свойства изученных соединений.

Опыт 3. Изучите реакции комплексообразования с участием аммиака, используя 25 % раствор аммиака и раствор соли никеля (II).

2. Соединения элементов VA группы в положительных степенях окисления

Задание 1. Изучение свойств соединений элементов в с. о. +5.

Опыт 1. Используя индикаторную бумагу, измерьте pH водных растворов нитрата, ортофосфата, ортоарсената натрия. Сделайте вывод о кислотных свойствах азотной, ортофосфорной и ортомышьяковой кислот. Приведите уравнение гидролиза солей в молекулярном и ионном виде.

Опыт 2. Изучите окислительные свойства водных растворов солей, указанных в опыте 1, взяв в качестве восстановителя раствор иодида калия в кислой среде. Проведите реакцию взаимодей-

ствия кристаллического висмутата натрия с водным раствором сульфата марганца (II) в азотнокислой среде. Пробирку ополосните раствором соли марганца, добавьте 1 мл разбавленной азотной кислоты и поместите несколько крупинок висмутата натрия.

Опыт 3. Проведите растворение оксида фосфора (V) в холодной и горячей воде. Отберите пробу и идентифицируйте продукт растворения с помощью раствора нитрата серебра. Оставшийся раствор подкислите разбавленной азотной кислотой и нагрейте в пламени спиртовки. Идентифицируйте состав продуктов. Сравните состав продуктов растворения P_2O_5 в холодной и горячей воде и объясните различия. Приведите уравнения реакций взаимодействия P_2O_5 с водой с помощью валентных схем соединений фосфора.

Опыт 4. Изучите осаждение ионов $ЭO_4^{3-}$ из водных растворов. Проведите реакцию взаимодействия водных растворов хлорида кальция с ортофосфатом и ортоарсенатом натрия.

Задание 2. Получение и изучение свойств соединений элементов в степени окисления +4.

Опыт 1. Получите оксид азота (IV) в колбе Вюрца взаимодействием меди с концентрированной азотной кислотой и изучите его взаимодействие с водными растворами гидроксида натрия и сульфата железа (II).

Задание 3. Получение и изучение свойств соединений элементов в степени окисления +3.

Опыт 1. О каких свойствах азотистой кислоты свидетельствует реакция взаимодействия нитрита натрия с разбавленными растворами серной и уксусной кислот? Проведите эти реакции при комнатной температуре и при охлаждении снегом в кристаллизаторе.

Опыт 2. Изучите окислительно-восстановительные свойства нитритов в кислой среде, используя водные растворы иодида и перманганата калия.

Опыт 3. Используя индикаторную бумагу, измерьте pH водных растворов арсенита натрия, хлорида сурьмы (III) и нитрата висмута. Сделайте вывод о кислотных свойствах мышьяковистой кислоты, об основных свойствах гидроксидов сурьмы (III) и висмута.

Приведите уравнение гидролиза солей в молекулярном и ионном виде.

Опыт 4. Получите сульфиды мышьяка, сурьмы и висмута состава $\text{Э}_2\text{S}_3$ осаждением из водных растворов их солей сероводородом. Для получения As_2S_3 используйте солянокислый раствор арсенита натрия. Проведите декантацию. Испытайте отношение осадков к действию водных растворов сульфида натрия (или аммония) и полисульфида натрия (аммония).

Опыт 5. Изучите окислительно-восстановительные свойства соединений элементов в с. о. +3:

а) окислительные свойства, используя гранулы металлического цинка и соляную кислоту;

б) восстановительные свойства соединений мышьяка (III), используя водный раствор иода в щелочной среде; соединений сурьмы (III), используя водный раствор иода в кислой среде; соединений висмута (III), используя раствор пероксодисульфата аммония в щелочной среде.

Тема 5. Элементы VIA группы

Содержание темы

Общая характеристика элементов. Исторические сведения об открытии, происхождение названий элементов. Изотопный состав, распространенность. Строение атомов. Изменение атомных радиусов, ионизационных потенциалов, электроотрицательности по подгруппе. Возможные степени окисления кислорода и халькогенов исходя из строения атомов. Природные соединения и способы получения простых веществ из них.

Строение и физические свойства простых веществ: аллотропные модификации кислорода, серы, селена, теллура. Изменение типа проводимости и температур плавления в ряду $\text{O} - \text{S} - \text{Se} - \text{Te}$.

Химические свойства простых веществ. Изменение окислительных и восстановительных свойств. Отношение к простым веществам, воде, кислотам, щелочам.

Соединения кислорода, серы, селена и теллура в отрицательных степенях окисления. Характеристика оксидов, пероксидов, надпероксидов, озонидов. Характеристика халькогеноводородов, сульфидов и полисульфидов, селенидов и теллуридов. Изменение термической устойчивости халькогеноводородов, их восстановительной способности, растворимости в воде; изменение кислотных свойств халькогеноводородных кислот. Классификация сульфидов по отношению к воде и водным растворам кислот, полисульфидов и сульфидов щелочных металлов и аммония.

Химические свойства соединений кислорода и халькогенов в положительных степенях окисления. Фториды кислорода.

Соединения халькогенов в характеристических с. о. +6 и +4. Закономерность изменения устойчивости максимальной степени окисления и ее причины. Оксиды, кислоты, халькогенаты и халькогениты, галогениды и оксогалогениды: их строение, физические и химические свойства; закономерности изменения кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств. Термическая устойчивость солей. Способы получения оксидов, кислот, солей, галогенидов и оксогалогенидов халькогенов в с. о. +6 и +4.

Соединения халькогенов в положительных нехарактеристических степенях окисления: оксиды серы (I) и (III), сульфоксилов, тиосернистая, дитионистая, тиосерная, дитионовая, полиотионовые кислоты и их соли: строение, получение, физические и химические свойства.

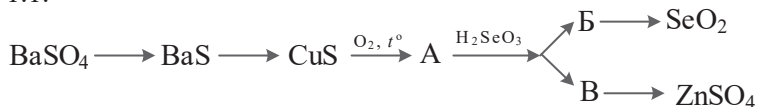
Пероксосоединения: пероксомоносерная и пероксодисерная кислоты; строение, окислительно-восстановительные свойства.

Области применения, вытекающие из физических и химических свойств простых и сложных веществ. Биогенная роль элементов. Токсичность соединений.

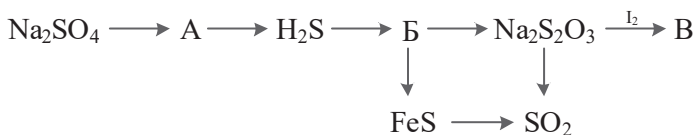
Теоретические упражнения для самостоятельной работы

1. Осуществить превращения:

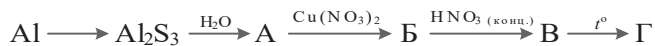
1.1.



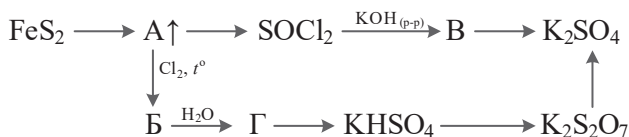
1.2.



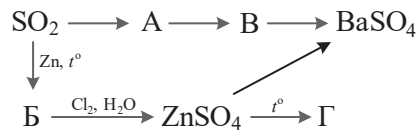
1.3.



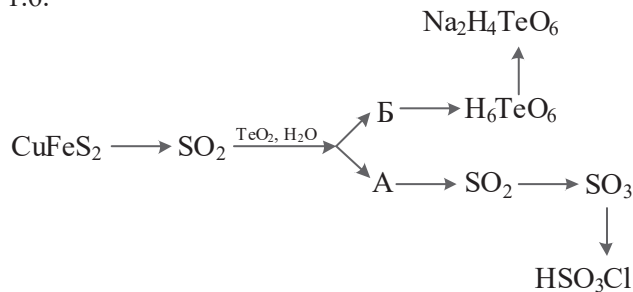
1.4.



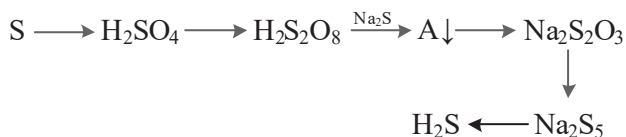
1.5.



1.6.



1.7.



2. Предложите способ различить:

2.1. Водные растворы сульфата, сульфита и сульфида натрия.

2.2. Водные растворы сульфита, селенита и теллурида натрия.

2.3. Водные растворы сульфита и тиосульфата натрия.

2.4. Водные растворы сульфида и полисульфида аммония.

2.5. Водные растворы пероксида водорода, моно- и дипероксо-серных кислот.

3. Предложите способ получения:

3.1. Сульфидов натрия, железа и ртути (II) из сульфатов этих же металлов.

3.2. Тетратионата натрия, используя сульфид цинка, иодид натрия и воду.

3.3. Серную кислоту: а) из глауберовой соли; б) гидроксосульфата железа (III).

3.4. Соли Мора из железного купороса и сульфата аммония.

3.5. Хлорида сульфурила: а) из пирита; б) сульфата железа (III).

3.6. Халькогеноводородов из халькогенидов свинца.

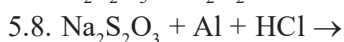
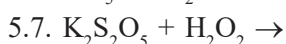
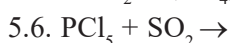
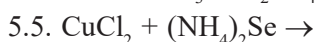
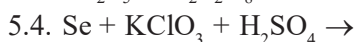
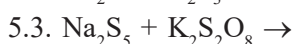
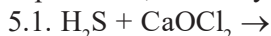
3.7. Триоксидов селена и теллура из простых веществ.

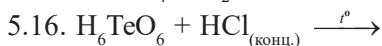
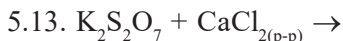
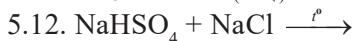
4. Предложите способ разделения:

4.1. Сульфидов марганца, свинца и сурьмы (III).

4.2. Смеси простых веществ серы, селена и теллура, используя раствор азотной кислоты.

5. Обоснуйте возможность взаимодействия между веществами, определите, к какому типу относятся реакции:





6*. Химический завод заключил контракт на производство тиосульфата натрия. Завод располагает серой, поваренной солью и водой. Предложите наиболее эффективный способ получения тиосульфата натрия, используя эти вещества. Приведите уравнения реакций, укажите их условия.

7*. На металлургический завод привезли полисульфидную руду, содержащую сульфиды железа, меди и олова (IV). Предложите наиболее эффективный способ получения чистых металлов, используя эту руду. Укажите, какие дополнительные (доступные) реагенты для этого потребуются. Оцените чистоту металлов, полученных предложенным вами способом. Какие примеси они могут содержать?

8. Какие особенности следующих соединений позволяют использовать их на практике [1–2]?

8.1. Простые вещества селен и теллур высокой чистоты используются в полупроводниковой технике: селен – в производстве выпрямителей и фотоэлементов, теллур – в качестве полупроводниковых лазерных материалов, термогенераторах и других электрических приборах, солнечных батареях.

8.2. Диоксид селена используется в процессах органического синтеза.

8.3. Простое вещество сера применяется в резиновой промышленности, в производстве красителей и светящихся составов,

порохов, в спичечной промышленности, в сельском хозяйстве, для окуривания теплиц, овощехранилищ, вагонов, трюмов кораблей.

8.4. Сероводород применяется в химической промышленности для получения серы.

8.5. Сера, сероводород и сульфиды используются для декоративной обработки металлов (чернение).

8.6. Полисульфиды используются для удаления волос со шкур.

8.7. Диоксид серы применяется в бумажной и текстильной промышленности как отбеливатель.

8.8. Серная кислота применяется в промышленности для получения различных неорганических и органических веществ. Концентрированная серная кислота служит для очистки нефтепродуктов, разбавленная используется в металлургии для удаления окалины с поверхности металлических изделий перед покрытием их различными металлами (цинком, оловом, хромом и др.); для разложения комплексных руд.

8.9. Пероксодисульфат аммония применяется как средство для отбеливания и дезинфицирования, для определения марганца и хрома.

8.10. Сульфат кальция применяется в строительстве, медицине, служит сырьем в производстве серной кислоты.

8.11. Дисульфит натрия находит применение в текстильной промышленности при белении и крашении тканей.

8.12. Сульфат натрия используется в производстве стекла, для получения силиката, карбоната натрия, серной кислоты, сульфата аммония.

8.13. Тиосульфат натрия применяется в черно-белой фотографии как фиксаж, в кожевенной, текстильной промышленности – после отбеливания тканей, в медицине – как аналитический реагент.

8.14. Из природных сульфидов железа, меди, цинка, свинца получают серную кислоту.

8.15. Серная кислота используется для осушения газов.

8.16. Сульфаты меди, железа (II) – ядохимикаты для лечения грибковых заболеваний растений.

8.17. Дисульфат калия используется для перевода в раствор оксидов алюминия, хрома (III) и титана (IV).

Экспериментальные задания

1. Кислород, халькогены, их соединения в с. о. –1, –2

Задание 1. Получение кислорода и озона и изучение их свойств.

Опыт 1. Получите в колбе Вюрца кислород разложением твердого перманганата калия и озон, используя 2 г твердого пероксодисульфата аммония и 5 мл концентрированной азотной кислоты. Сравните окислительную активность кислорода и озона, используя в качестве восстановителя раствор иодида калия в кислой среде.

Задание 2. Получение простых веществ халькогенов и изучение их свойств.

Опыт 1. Аллотропные модификации серы.

Получите пластическую серу по указанной методике. Пробирку на 1/5 заполните кусочками серы и нагрейте. Когда сера нагреется до кипения, вылейте ее тонкой струйкой в кристаллизатор с холодной водой. Полученную массу выньте из воды и высушите между листами фильтровальной бумаги. Испытайте тягучесть серы. Обратите внимание на изменение свойств пластической серы спустя 1–2 часа.

Опыт 2. Получите теллур реакцией взаимодействия водного раствора теллурида калия и кристаллического сульфита натрия в кислой среде (используйте 50 % серную кислоту).

Получите селен реакцией взаимодействия водного раствора селенистой кислоты и кристаллического сульфита натрия.

Изучите свойства простых веществ:

1. По отношению к каким веществам простые вещества – халькогены – могут проявлять окислительные свойства? Проведите реакцию взаимодействия серы с порошкообразным металлическим цинком или железом. Перетертую в ступке смесь 0,6 г серы и 1,2 г цинка поместите в маленький тигель и нагрейте на плитке. Докажите природу образующегося при этом вещества.

2. При взаимодействии с какими веществами простые вещества – халькогены – проявляют восстановительные свойства? Изучите реакцию их взаимодействия с концентрированными раст-

ворами азотной кислоты и гидроксида натрия. Установите присутствие предполагаемых продуктов реакции.

Задание 3. Изучение свойств пероксида водорода.

Опыт 1. Измерьте с помощью индикаторной бумаги pH водного раствора пероксида водорода. Сделайте вывод о кислотных свойствах пероксида водорода.

Опыт 2. Изучите окислительные свойства пероксида водорода, используя раствор иодида калия в кислой, щелочной и нейтральной среде.

Опыт 3. Изучите восстановительные свойства пероксида водорода, используя раствор перманганата калия в кислой среде.

Опыт 4. Проведите качественные реакции на пероксид водорода, используя растворы дихромата калия в кислой среде (с эфиром) и хлорид титанила в щелочной среде.

Задание 4. Получение и изучение свойств соединений халькогенов в отрицательных степенях окисления.

Опыт 1. Получите сероводород в колбе Вюрца из сульфида железа и соляной кислоты. Проведите реакцию горения сероводорода в избытке и недостатке кислорода. Чтобы создать недостаток кислорода, поднесите к газоотводной трубке с горящим сероводородом тигель на расстоянии 5 мм. Что наблюдается на поверхности тигля? Поглотите сероводород водой, исследуйте кислотно-основные свойства полученного раствора (измерьте pH с помощью индикаторной бумаги). Рассчитайте молярную концентрацию насыщенного раствора сероводородной кислоты, если 3 л его растворяются в 1 л воды. Рассчитайте pH данного раствора. Сравните расчетное значение pH с экспериментальным.

Опыт 2. Изучите кислотно-основные свойства сульфид-иона в водном растворе, используя кислотно-основный индикатор (измерьте pH раствора сульфида натрия с помощью индикаторной бумаги). Сделайте вывод о кислотных свойствах сероводородной кислоты. Приведите уравнение гидролиза сульфида натрия в ионном и молекулярном виде.

Опыт 3. Изучите окислительно-восстановительные свойства полисульфида натрия, проведя реакцию взаимодействия его раст-

вора с соляной кислотой. Изучите восстановительные свойства сульфида и полисульфида натрия, проведя реакцию взаимодействия их растворов с концентрированной азотной кислотой.

Опыт 4. Изучите действие сероводородной воды и раствора сульфида натрия на водные растворы солей марганца (II), цинка, алюминия, сурьмы (III), меди (II). Во всех ли случаях выпадает осадок? Приведите уравнения протекающих реакций и обоснуйте их возможность расчетом константы равновесия.

2. Кислородные соединения халькогенов

Задание 1. Изучение кислородных соединений халькогенов в с. о. +4.

Опыт 1. О каких свойствах сернистой кислоты свидетельствует реакция взаимодействия сульфита натрия с разбавленным раствором серной кислоты? Проведите ее, используя кристаллический сульфит натрия. С какой целью проводят ее в лаборатории?

Опыт 2. Изучите кислотно-основные свойства халькогенидных ионов в водном растворе, используя кислотно-основный индикатор (измерьте pH растворов сульфита, селенита, теллурида натрия с помощью индикаторной бумаги). Сделайте вывод о кислотных свойствах халькогенидных кислот. Приведите уравнение гидролиза халькогенидов натрия в ионном и молекулярном виде.

Опыт 3. Изучите окислительно-восстановительные свойства водных растворов селенита и теллурида натрия в кислой среде, используя водные растворы перманганата калия и сульфида натрия.

Опыт 4. Одинаково ли разлагаются при нагревании халькогениды натрия? Проведите реакцию термического разложения сульфита натрия в тигле на плитке. Определите состав продуктов термического разложения.

Задание 2. Изучение кислородных соединений халькогенов в с. о. +6.

Опыт 1. Чем отличается взаимодействие концентрированных и разбавленных растворов серной кислоты с металлическими

порошками меди и цинка? Почему? Проведите опыт при стандартных условиях и при нагревании.

Опыт 2. Изучите кислотно-основные свойства халькогенатионов в водном растворе, используя кислотно-основный индикатор (измерьте pH растворов сульфата, селената, ортотеллурата натрия с помощью индикаторной бумаги). Сделайте вывод о кислотных свойствах халькогеновых кислот. Приведите уравнение гидролиза халькогенатов натрия в ионном и молекулярном виде в тех случаях, когда гидролиз протекает.

Опыт 3. Изучите окислительные свойства халькогенатов в подкисленном водном растворе, используя раствор иодида калия.

Опыт 4. Изучите действие ионов бария на халькогенит- и халькогенат-ионы, отношение образующихся при этом солей к водным растворам кислот. С какой целью можно использовать эти реакции?

Опыт 5. Изучите реакцию термического разложения сульфата железа (II). Проведите опыт в тигле на плитке.

Задание 3. Изучение свойств тиосульфата натрия.

Опыт 1. Изучите кислотно-основные свойства тиосульфат-иона в водном растворе с помощью кислотно-основного индикатора (измерьте pH раствора тиосульфата натрия с помощью индикаторной бумаги). Подвергается ли гидролизу тиосульфат натрия? Сделайте вывод о кислотных свойствах тиосерной кислоты.

Опыт 2. Изучите восстановительные свойства водного раствора тиосульфата натрия, используя хлорную, бромную воду и спиртовой раствор иода.

Опыт 3. В тигле на плитке разложите пятиводный кристаллогидрат тиосульфата натрия. Опишите подробно все стадии превращения вещества при нагревании.

Задание 4. Изучение свойств пероксосоединений серы (+6).

Изучите окислительные свойства подкисленного раствора пероксодисульфата калия (аммония), используя иодид калия. Сравните окислительную активность $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ и пероксида водорода.

Тема 6. Элементы VIIA группы

Содержание темы

Общая характеристика элементов. Исторические сведения об открытии, происхождение названий элементов. Изотопный состав, распространенность. Строение атомов. Изменение атомных радиусов, ионизационных потенциалов, электроотрицательности по подгруппе. Возможные степени окисления галогенов исходя из строения атомов. Природные соединения и способы получения простых веществ из них.

Строение и физические свойства простых веществ. Изменение энергии химической связи, температур кипения и плавления простых веществ в подгруппе.

Химические свойства простых веществ. Изменение окислительных и восстановительных свойств. Отношение к простым веществам, воде, кислотам, щелочам.

Соединения галогенов в отрицательных с. о. Характеристика галогеноводородов. Изменение термической устойчивости галогеноводородов, их восстановительной способности, растворимости в воде; изменение кислотных свойств галогеноводородных кислот. Способы получения галогеноводородов. Галогениды, их классификация по кислотно-основным свойствам. Качественные реакции на галогенид-ионы.

Химические свойства соединений галогенов в положительных с. о.

Кислородсодержащие кислоты галогенов, их соли: строение, физические и химические свойства; закономерности изменения кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств. Термическая устойчивость солей. Способы получения кислот и солей.

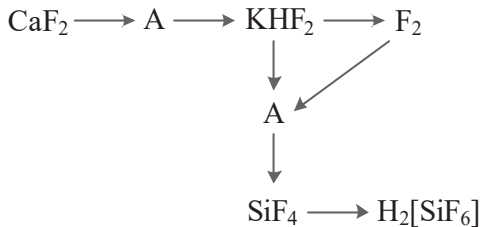
Общая характеристика оксидов галогенов и межгалогенных соединений. Строение, устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Основные способы получения оксидов и межгалогенных соединений.

Области применения, вытекающие из физических и химических свойств простых и сложных веществ. Биогенная роль галогенов. Токсичность соединений.

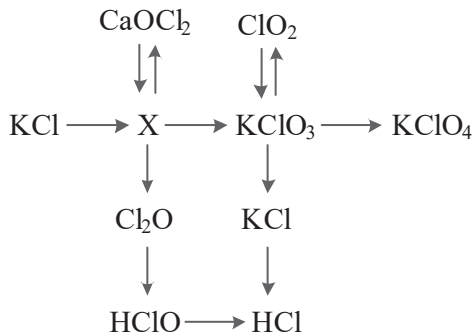
**Теоретические упражнения
для самостоятельной работы**

1. Осуществите превращения:

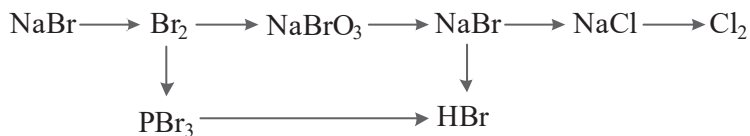
1.1.



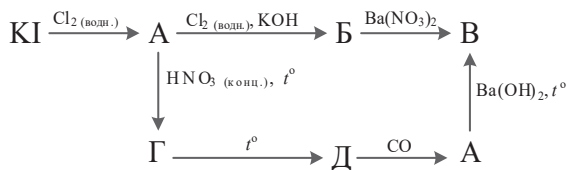
1.2.



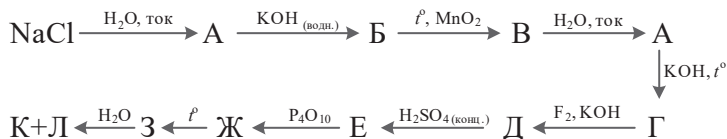
1.3.



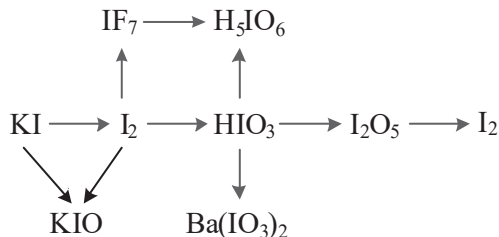
1.4.



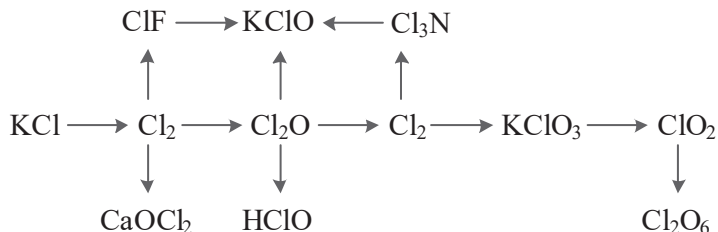
1.5.



1.6.



1.7.



2. Предложите способ различить:

2.1. Водные растворы иодида калия и иодата калия.

2.2. Водные растворы хлората, бромата, иодата натрия.

2.3. Водные растворы фторида, хлорида, бромид, иодида и натрия.

3. Предложите способ получения:

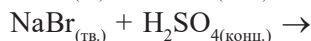
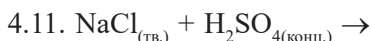
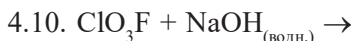
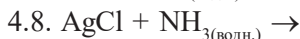
3.1. Оксида брома (I) из бромид калия.

3.2. Ортоиодной кислоты из иодида натрия.

3.3. Оксида хлора (IV) из хлорида натрия.

3.4. Оксида хлора (VII) из хлорида калия.

4. Обоснуйте возможность взаимодействия между веществами, определите, к какому типу относятся реакции:



5*. Химический завод заключил контракт на производство хлорной кислоты. В качестве основного сырья имеется в распоряжении галит (хлорид натрия). Предложите наиболее эффективный способ получения хлорной кислоты из галита. Приведите уравнения реакций, укажите их условия; укажите, какие дополнительные вещества потребуются для производства.

6*. Лаборатория по анализу объектов окружающей среды получила заказ проанализировать газы, выбрасываемые предприятием в атмосферу, на содержание угарного газа. Датчиком на угарный газ является оксид иода (V), который в настоящий момент в лаборатории отсутствовал. Предложите наиболее эффективный способ получения оксида иода (V), используя иодид калия. Укажите, какие дополнительные (доступные) реагенты для этого потребуются. Приведите уравнения реакций получения оксида иода (V), а также реакцию его взаимодействия с угарным газом. Какие видимые изменения, имеющие место при протекании этой реакции, позволяют использовать оксид иода в качестве датчика на угарный газ?

7. Какие особенности следующих соединений позволяют использовать их на практике [1–2]?

7.1. Водород применяется в химической промышленности для производства аммиака, хлороводорода, метанола и других спиртов.

7.2. Водород применяется для гидрогенизации твердого и жидкого топлив, жиров, смол.

7.3. Водород используется в процессах сварки и резки металлов, в биотехнических процессах микробиологического синтеза.

7.4. В атомной промышленности нашла применение тяжелая вода – служит замедлителем нейтронов и теплоносителем в атомных реакторах.

7.5. Пероксид водорода употребляется в процессах дезинфекции и стерилизации, в медицине, в консервной, пивоваренной промышленности, в качестве ракетного топлива, в химической промышленности для окисления кубовых красителей и производства пероксидных соединений, в качестве отбеливателя.

7.6. Фтор применяют в жидких ракетных топливах, для получения фторидов урана (VI) и серы (VI), трифторида хлора, высших фторидов металлов, фторопластов, хладонов, смазочных масел, выдерживающих высокую температуру, для разделения изотопов урана.

7.7. Фтороводород является исходным сырьем для производства неорганических фторидов, катализатором для ряда органических реакций.

7.8. Плавиковую кислоту применяют для травления металлов, стекла, поверхности полупроводников; используют при рафинировании меди, латуни; в производстве фильтровальной бумаги и угольных электродов; для удаления оксида кремния из графита.

7.9. Фторид аммония – удобный фторирующий агент; применяют при очистке флюоритовых концентратов, гидротермальном выращивании кристаллов кварца и аметиста; при травлении стекла и металлов; при получении стекол для волоконной оптики.

7.10. Фторид кальция используют в чугунолитейном, сталелитейном, алюминиевом производствах; в производстве стекла, цемента, оптических линз. Фторид лития применяют как компонент многих флюсов, используемых при плавке металлов и сварке магния, алюминия и легких сплавов; для производства специальных призм в инфракрасной спектроскопии, керамических глазурей и кислотоустойких эмалей.

7.11. Фторид серы (VI) применяют в качестве диэлектрика в рентгеновских трубках; как защитное средство при бесфлюсовой плавке; как газообразный изолятор в высоковольтных установках; в радиохимии для задержки α -частиц.

7.12. Простое вещество хлор применяют для хлорирования воды, для получения пластмасс, инсектицидов, растворителей, глицерина; как дезинфицирующее, отбеливающее, моющее средство. В металлургии используют для хлорирующего обжига руд цветных металлов.

7.13. Хлороводород применяют для получения хлоридов металлов, синтетических смол, хлоропрена, органических красителей, гидролизного спирта, глюкозы, желатины и клея, омыления жиров; в производстве активированного угля; при крашении тканей, травлении металлов, в гидрометаллургических процессах, в гальванопластике.

7.14. Гипохлорит натрия – отбеливающее и окисляющее средство, используется в производстве гидразина, пластмасс, синтетических волокон; применяется для отбеливания хлопчатобумажных и льняных тканей; как окислитель в цветной металлургии и анилинокрасочной промышленности.

7.15. Диоксид хлора – отбеливатель, применяют для стерилизации и дезодорации воды и пищевых продуктов (обычно приготавливают на месте и употребляют в виде 10 % смеси с воздухом).

7.16. Хлорат калия применяют в производстве спичек, взрывчатых веществ, в пиротехнике, фармацевтической промышленности, для травления металлов, получения кислорода.

7.17. Простое вещество бром применяют в металлургии золота и платины, в органическом синтезе, в аналитической химии как окислитель.

7.18. Простое вещество иод и иодиды калия и натрия используют в медицине, как химические реактивы.

Экспериментальные задания

1. Водород. Галогены и их соединения в отрицательной степени окисления

Задание 1. Получение водорода и сравнение восстановительных свойств молекулярного водорода с атомарным.

Опыт 1. В колбе Вюрца получите молекулярный водород, используя цинк и соляную кислоту. Докажите его образование.

Опыт 2. Сравните восстановительную активность молекулярного и атомарного водорода, используя в качестве окислителей растворы перманганата калия в кислой среде. Приготовьте разбавленный раствор перманганата калия розового цвета объемом 5 мл, в который добавьте 5 мл 24 % соляной кислоты. Разделите полученный раствор на две равные части.

Для проведения опыта с молекулярным водородом направьте ток водорода, полученного в колбе Вюрца в первом опыте, в пробирку с подкисленным раствором перманганата и засекайте время до полного обесцвечивания раствора.

Для проведения опыта с атомарным водородом (водородом, образовавшимся в момент выделения и не успевшим рекомбинировать в молекулы) в химический стакан поместите 5 гранул цинка и прилейте вторую неиспользованную часть подкисленного раствора перманганата калия. Засеките время до полного обесцвечивания раствора.

В каком случае реакция идет быстрее? Объясните причину.

Задание 2. Получение и изучение свойств простых веществ галогенов.

Опыт 1. В вытяжном шкафу в колбе Вюрца получите хлор. Помесите в колбу приблизительно 5 г твердого KMnO_4 ; в капельную воронку налейте концентрированную соляную кислоту. Вставьте капельную воронку в колбу Вюрца, убедившись, что пробка плотно вошла в горлышко колбы. Осторожно откройте кран капельной воронки, добившись, чтобы кислота капала (не лилась струей!). Наблюдайте выделение хлора. Какой внешний признак свидетельствует о выделении хлора? Опишите физические свойства хлора. Наполните хлором три склянки для следующего опыта, горлышки склянок заткните ватой.

Опыт 2. Изучите отношение хлора к простым веществам: меди, фосфору, сурьме. Для этого фосфор, помещенный в ложечку для сжигания, поместите в первую склянку с хлором. Медную фольгу, раскаленную пламенем спиртовки, поместите пинцетом во вторую склянку с хлором. Порошок сурьмы насыпьте в третью склянку с хлором. Опишите наблюдаемые явления.

Опыт 3. Пропустите хлор через воду (заранее приготовьте пробирку, на четверть наполненную дистиллированной водой, и опустите газоотводную трубку колбы Вюрца в пробирку с водой). Изучите свойства водного раствора хлора (хлорной воды): цвет, запах, отбеливающие свойства (обесцвечивание красителей).

Изучите взаимодействие хлора с раствором щелочи. Пропустите хлор через водный раствор щелочи, предварительно добавив к нему раствор фенолфталеина. Что происходит с окраской раствора по мере пропускания хлора? Получите бром и иод, пропустив хлор через водные растворы бромида калия и иодида калия.

Опыт 4. Изучите растворимость иода в органических растворителях: спирте и толуоле (бензоле). Чем обусловлена различная окраска растворов?

Задание 3. Получение и свойства галогеноводородов.

Опыт 1. В вытяжном шкафу в колбе Вюрца получите хлороводород, используя кристаллический NaCl и концентрированную H_2SO_4 . Опишите физические свойства хлороводорода.

Опыт 2. Поглотите образующийся хлороводород водой и изучите кислотно-основные свойства полученного раствора (измерьте pH индикаторной бумагой); отношение полученного раствора к цинку или магнию, раствору нитрата серебра.

Задание 4. Свойства галогенидов.

Опыт 1. Испытайте действие нитрата свинца на водные растворы фторида, хлорида, бромид и иодида калия, хлорида кальция – на водный раствор фторида натрия.

Опыт 2. Сравните восстановительную активность галогенид-ионов, испытав действие концентрированной серной кислоты на кристаллические хлорид, бромид и иодид калия (в вытяжном шкафу!). Отличаются ли продукты проведенных реакций? Сделайте вывод об изменении восстановительных свойств в ряду Cl^- , Br^- , I^- .

2. Соединения галогенов в положительных степенях окисления

Задание 1. Получение и изучение свойств соединений с с. о. галогена +1.

Опыт 1. Проведите реакцию взаимодействия раствора хлорной извести с разбавленными растворами серной и хлороводородной кислот.

Опыт 2. Термодинамически обоснуйте возможность взаимодействия хлорной извести с иодидом калия в щелочной, нейтральной и кислой средах. Проведите реакции.

Задание 2. Получение и изучение свойств соединений со с. о. галогена +5.

Опыт 1. Нагрейте несколько кристалликов простого вещества иода и концентрированного водного раствора азотной кислоты в выпарительной чашке на плитке до образования бесцветных кристаллов. Добавьте несколько капель воды. Какое вещество образовалось?

Опыт 2. Изучите взаимодействие полученного в первом опыте вещества с кристаллическим сульфитом натрия.

Опыт 3. Испытайте действие водных растворов солей бария на насыщенные водные растворы галогенатов калия.

Опыт 4. Изучите разложение кристаллического хлората калия при нагревании в пробирке на пламени спиртовки в присутствии катализатора MnO_2 и без него. Докажите, что продукты разложения различаются в зависимости от использования катализатора.

Задание 3. Получение и изучение свойств соединений с с. о. галогена +7.

Опыт 1. Испытайте действие водных растворов солей серебра и калия на раствор перхлората натрия на холоду и при незначительном нагревании.

Опыт 2. Проведите реакцию взаимодействия разбавленного водного раствора хлорной кислоты с раствором иодида калия.

Тема 7. Ранние 3d-металлы. Титан и ванадий

Содержание темы

Оксиды и гидроксиды титана (IV), (III), (II), их отношение к кислотам и щелочам. Изменение кислотных свойств оксидов и гидроксидов титана с увеличением с. о. от +2 до +4. Соли титана в катионной и анионной формах. Окраска ионов Ti^{3+} , Ti^{2+} в водном растворе. Окислительно-восстановительные свойства соединений титана (IV), (III), (II). Способность к комплексообразованию. Получение соединений титана в с. о. +4, +3, +2. Галогениды и халькогениды титана.

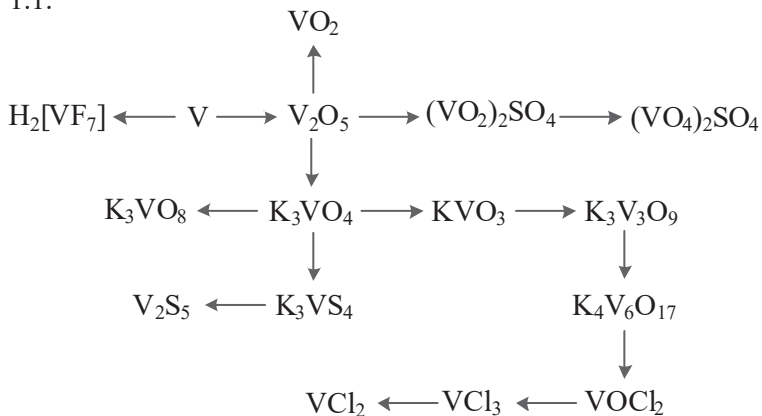
Оксиды и гидроксиды ванадия (V), (IV), (III), (II), их отношение к кислотам и щелочам. Изменение кислотных свойств оксидов и гидроксидов ванадия с увеличением степени окисления от +2 до +5. Соли ванадия в катионной и анионной форме. Окраска ионов V^{2+} , V^{3+} , VO^{2+} в водном растворе. Окислительно-восстановительные свойства соединений ванадия (V), (IV), (III), (II). Способность к комплексообразованию. Получение соединений ванадия в с. о. +5, +4, +3, +2. Галогениды и халькогениды ванадия. Способность к образованию тиосолей.

Области применения, вытекающие из физических и химических свойств простых и сложных веществ. Биогенная роль элементов. Токсичность соединений.

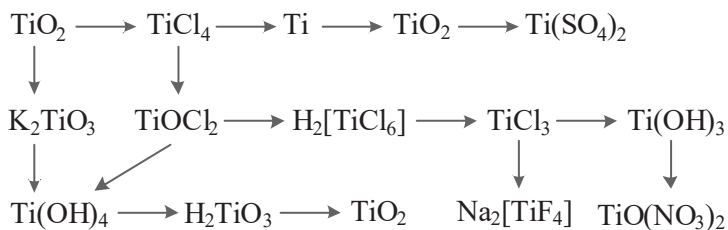
**Теоретические упражнения
для самостоятельной работы**

1. Осуществите превращения:

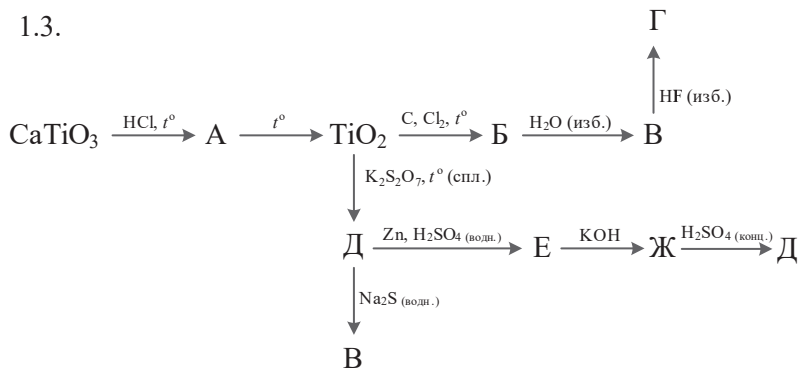
1.1.



1.2.



1.3.



2. Предложите способ получения:

2.1. Гексаванадата аммония из минерала патронита ($\text{VS}_2 \cdot \text{V}_2\text{S}_5$).

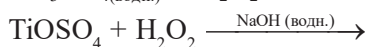
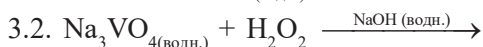
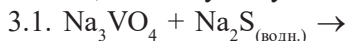
2.2. Металлических титана и железа из минерала ильменита (FeTiO_3).

2.3. Сульфида ванадия (V) из оксида ванадия (V).

2.4. Сульфида титана (IV) из оксида титана (IV).

2.5. Сульфата титана (III) из минерала рутила (TiO_2).

3. Обоснуйте возможность взаимодействия между веществами, определите, к какому типу относятся реакции:



4. Предложите способ разделения:

4.1. Смеси оксида титана (IV) и оксида ванадия (V).

4.2. Металлических ванадия и титана.

5. Какие особенности следующих соединений позволяют использовать их на практике [1–2]?

5.1. Металлический титан и его сплавы применяются в авиационной промышленности, космической и ракетной технике. Титан применяется в судостроении, порошковой металлургии, транспортном машиностроении. Технический титан идет на изготовление емкостей химических реакторов, труб, арматуры, насосов и других изделий, работающих в агрессивных средах. В гидрометаллургии цветных металлов применяется аппаратура из титана. Из титана изготавливают приборы и аппараты костной фиксации, протезирования.

5.2. Соединения титана служат в качестве замедлителей в ядерных энергетических установках. Диоксид титана является компонентом красок, лаков, эмалей, искусственного жемчуга.

5.3. Почти весь (90–95 %) производимый металлический ванадий применяется в черной металлургии – входит в состав много-

численных марок сталей, чугуна. Присадки ванадия включают в сплавы на основе ниобия, тантала, хрома, используемые в авиационной промышленности и ракетной технике; в жаропрочные и коррозионные сплавы с добавлением титана, ниобия, вольфрама, циркония, алюминия, применяющиеся в атомной технике; при компоновке сплавов, обладающих свойствами сверхпроводимости. Ванадий является необходимым компонентом сплавов для постоянных магнитов.

5.4. Соединения ванадия используются в качестве катализаторов при контактном способе производства серной кислоты, а также в некоторых органических синтезах. Они применяются в сельском хозяйстве, медицине, текстильной, лакокрасочной, резиновой, керамической, стекольной и фото-кинопромышленности.

Экспериментальные задания

Задание 1. Изучение свойств соединений элементов в высшей с. о.

Опыт 1. Изучите кислотно-основные свойства водных растворов ортованадата натрия и соли титанила, используя кислотно-основный индикатор (измерьте pH растворов с помощью индикаторной бумаги). Сделайте вывод о кислотных свойствах ортованадиевой кислоты и об основных свойствах гидроксида титана (IV). Приведите уравнение гидролиза солей в ионном и молекулярном виде.

Опыт 2. Изучите окислительные свойства водных растворов солей, указанных в опыте 1, взяв в качестве восстановителя металлический цинк в солянокислой среде. К полученному фиолетовому раствору соли титана (III) добавьте губчатый титан и кристаллический фторид натрия. Приведите уравнение реакций последовательного восстановления солей ванадия и титана вплоть до с. о. +2, описав сопутствующее реакциям изменение окраски растворов.

Опыт 3. Изучите осаждение иона VO_4^{3-} из водного раствора, проведя реакцию взаимодействия водного раствора хлорида кальция с ортованадатом натрия.

Опыт 4. Получите гидроксид титана (IV) из соли титанила и водного раствора щелочи. Изучите отношение гидроксида титана (IV) к растворам кислот и щелочей.

Опыт 5. К водному раствору соли титанила добавьте небольшую порцию раствора сульфида натрия. Какой осадок образовался?

Задание 2. Получение и изучение свойств соединений ванадия в с. о. +4.

Опыт 1. Получите оксид ванадия (IV), используя кристаллические оксид ванадия (V) (0,2 г) и щавелевую кислоту (1 г). Перетертую в ступке смесь порошков исходных веществ поместите в тигель и нагрейте на плитке до появления синей окраски. Изучите взаимодействие оксида ванадия (IV) с разбавленными растворами кислот и щелочей.

Задание 3. Изучение свойств простых веществ.

Опыт 1. Изучите отношение титана к водному раствору смеси азотной и плавиковых кислот (вместо плавиковой кислоты можно использовать раствор фторида натрия).

Тема 8. Ранние 3d-металлы. Хром и марганец

Содержание темы

Соединения ранних 3d-металлов в высшей с. о. Оксиды, гидроксиды, их строение и физические свойства. Закономерности изменения кислотно-основных свойств в периоде. Окислительные свойства соединений ранних 3d-металлов в высшей с. о., закономерности их изменения в периоде. Изменение устойчивости максимальной с. о. в периоде, ее причины.

Изополисоединения хрома в высшей степени окисления. Растворимые и нерастворимые хроматы. Окраска соединений в высшей с. о. Пероксосоединения хрома, их получение и окраска, возможность их использования для идентификации металлов.

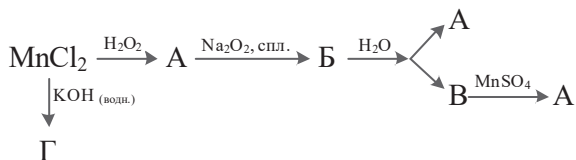
Соединения марганца и хрома в более низких с. о. Соединения марганца в с. о. +6, +5, +4, +3, +2, 0. Закономерности изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов марганца в с. о. +7, +6, +5, +4, +3, +2. Получение перманганатов, манганатов, гипоманганатов, манганитов, оксидов марганца в разных с. о. Устойчивость соединений марганца в положительных с. о. в водном растворе.

Оксид и гидроксид хрома (III), их отношение к кислотам и щелочам. Соли хрома (III) в катионной и анионной форме. Окислительная и восстановительная способность соединений хрома (III). Окраска соединений хрома (III). Cr (+3) как комплексобразователь. Причина различной окраски водных растворов Cr (+3). Соединения хрома в с. о. +2: оксиды, гидроксиды, соли. Физические и химические свойства: кислотно-основные, окислительно-восстановительные, способность к комплексообразованию. Окраска соединений хрома (+2). Галогениды и халькогениды хрома в разных с. о. Получение, отношение к воде.

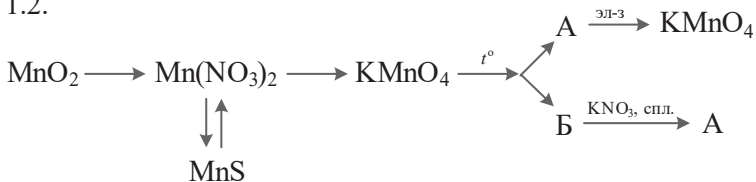
Теоретические упражнения для самостоятельной работы

1. Осуществить превращения:

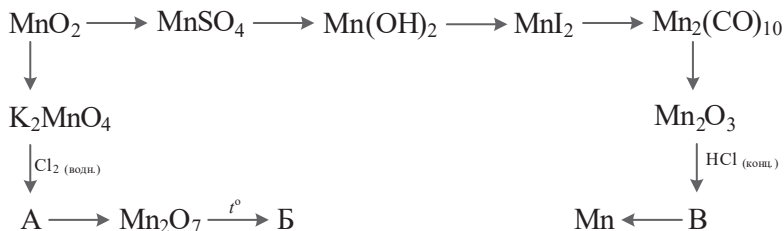
1.1.



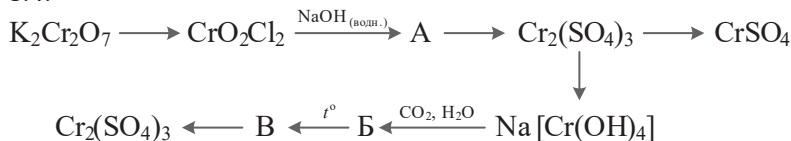
1.2.



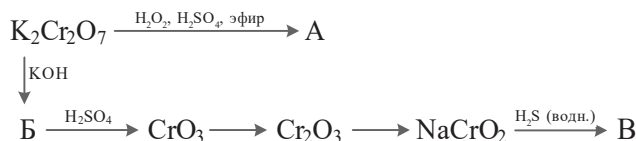
1.3.



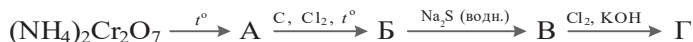
1.4.



1.5.



1.6.



2. Предложите способ получения:

- 2.1. Перманганата калия из пиролюзита.
- 2.2. Оксида хрома (III) из хромистого железняка.
- 2.3. Оксида хрома (VI) из хромистого железняка.
- 2.4. Дихромата калия из оксида хрома (III).
- 2.5. Безводного хлорида хрома (III) из дихромата калия.
- 2.6. Хромокалиевых квасцов из хромистого железняка.

3. Предложите способ разделения:

- 3.1. Металлов марганца и хрома.
- 3.2. Смеси оксида хрома (III) и диоксида марганца.

4. Обоснуйте возможность взаимодействия между веществами, определите, к какому типу относятся реакции:

- 4.1. $\text{CrCl}_2 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
- 4.2. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KOH} + \text{KClO}_3 \rightarrow$
- 4.3. $\text{CrO}_3 + \text{C} \rightarrow$
- 4.4. $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{KMnO}_4 \rightarrow$
- 4.5. $\text{CrCl}_3 + \text{NaBiO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 4.6. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$

- 4.7. $\text{CrO}_2\text{Cl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow$
- 4.8. $\text{CrO}_3 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow$
- 4.9. $\text{MnSO}_4 + \text{NaBrO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 4.10. $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \text{ (изб.)} \rightarrow$
- 4.11. $\text{MnCl}_2 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4}$
- 4.12. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
- 4.13. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 4.14. $\text{KMnO}_4 + \text{P}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

5*. На таможне в ручной клади одного из пассажиров обнаружили три склянки с растворами, два из которых были бесцветными, а третий – желтого цвета. Химику-аналитику, работающему на таможне, было дано задание установить состав этих растворов с целью определить, не представляют ли они опасности для пассажиров воздушного лайнера. Химик обнаружил, что при сливании первых двух растворов (бесцветных) выпадает белый осадок, который не удастся перевести в раствор даже действием сильных кислот и щелочей. При сливании первого и третьего раствора выпадает желтый осадок, переходящий в раствор при действии сильной кислоты, при этом раствор окрашивается в оранжевый цвет. Добавление нитрата серебра к первому раствору приводит к осаждению хлопьевидного осадка. Проба второго и третьего растворов, внесенная в бесцветное пламя газовой горелки, вызывает характерное желтое окрашивание пламени. Приведите все возможные способы идентификации веществ в исходных растворах и составьте уравнения описанных реакций; сделайте вывод, не представляют ли растворы опасности.

6. Какие особенности следующих соединений позволяют использовать их на практике [1–2]?

6.1. Металлический хром используют для хромирования, в производстве легированных сталей, химической посуды, нагревательных элементов электрических печей, шаровых мельниц и т. д.

6.2. Дихромат калия находит применение в спичечной промышленности, пиротехнике и фотографии, для изготовления пигментов, как химический реактив.

6.3. Оксид хрома (III) – сырье для получения металлического хрома, пигмент, катализатор, полирующий материал.

6.4. Марганец является одним из металлов, применяемых для раскисления и легирования стали. В небольших количествах входит в состав алюминиевых и других сплавов. До 20 % марганца содержится в специальных сплавах типа мanganin.

6.5. Перманганат калия используют в промышленном органическом синтезе, в медицине и ветеринарии, как химический реактив.

6.6. Карбонат марганца применяется для приготовления марганцевых пигментов, сиккативов.

6.7. Нитрат марганца используют для получения чистого диоксида марганца.

6.8. Диоксид марганца применяется в производстве сухих гальванических элементов, катализаторов.

Экспериментальные задания

Задание 1. Изучение свойств соединений марганца и хрома в высшей с. о.

Опыт 1. Изучите окислительные свойства соединений марганца (VII) и хрома (VI), используя:

а) водный раствор перманганата калия и раствор сульфата марганца (II). Определите реакцию среды до и после взаимодействия;

б) водный раствор дихромата натрия или калия, гранулы металлического цинка и разбавленную соляную кислоту.

Опыт 2. Термически разложите кристаллы перманганата калия. Опыт проведите в пробирке на пламени спиртовки. Докажите присутствие в продуктах разложения соединений марганца в разной степени окисления. Для этого остывшую смесь высыпьте на фильтр и капните воды.

Задание 2. Получение и изучение свойств соединений марганца в с. о. +6.

Опыт 1. Сплавьте в двух тиглях перетертую в ступке смесь диоксида марганца, гидроксида и нитрата натрия (или калия). Плав,

полученный в одном из тиглей, растворите в воде, а плав в другом тигле – в растворе уксусной кислоты. Объясните наблюдаемые явления.

Задание 3. Изучение свойств соединений марганца в с. о. +4.

Опыт 1. Осторожно в вытяжном шкафу испытайте действие концентрированной соляной кислоты на диоксид марганца при нагревании. Какие свойства проявляет MnO_2 в этом опыте, а какие – в предыдущем?

Задание 4. Получение и изучение соединений хрома в с. о. +3.

Опыт 1. Получите оксид хрома (III) разложением дихромата аммония.

Опыт 2. Определите pH водного раствора соли хрома (III). Получите из него гидроксид хрома (III) и изучите его кислотнo-основные свойства (взаимодействие с раствором кислоты и щелочи). В раствор гексагидроксохромата (III) натрия пропустите углекислый газ (полученный в колбе Вюрца из мрамора и соляной кислоты).

Опыт 3. Изучите восстановительные свойства соединений хрома (III), используя:

а) водный раствор сульфата (хлорида) хрома (III), бромную воду и избыток раствора щелочи;

б) оксид хрома (III), кристаллические нитрат и гидроксид калия (или натрия) при нагревании. Исходные вещества перетрите в ступке, поместите в тигель и нагревайте на плитке до появления желтой окраски.

Задание 5. Получение и изучение свойств соединений марганца в с. о. +2.

Опыт 1. Определите pH водного раствора соли марганца (II). Получите из него гидроксид марганца (II). Какие изменения происходят с осадком на воздухе? Изучите кислотнo-основные свойства гидроксида марганца (II) (взаимодействие с растворами кислоты и щелочи).

Опыт 2. Получите сульфид марганца (II) реакцией обмена в водном растворе из хлорида марганца и сульфида натрия. Декан-

тируйте осадок и изучите его отношение к водным растворам кислот. Можно ли осадить его в кислой среде?

Опишите и объясните все наблюдаемые явления. Сравните кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений марганца и хрома в разных с. о.

Тема 9. Поздние 3d-металлы. Триада железа

Содержание темы

Исторические сведения об открытии, происхождение названий элементов. Изотопный состав, распространенность. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение атомных радиусов, ионизационных потенциалов, электроотрицательности в ряду Fe – Co – Ni. Возможные степени окисления элементов триады железа исходя из строения атомов. Природные соединения и способы получения простых веществ из них. Производство чугуна и стали.

Строение и физические свойства простых веществ: изменение плотности, температур плавления с увеличением атомного номера в триаде железа.

Химические свойства простых веществ. Изменение стандартных электродных потенциалов, изменение активности металлов в триаде железа. Положение металлов в ряду напряжений. Отношение металлов к водороду, кислороду, галогенам, азоту, углероду, сере, воде, кислотам, щелочам.

Соединения металлов триады железа в с. о. +3 и +2: оксиды, гидроксиды, их строение и физические свойства. Изменение устойчивости с. о. +3 и +2 от железа к никелю. Окислительные и восстановительные свойства соединений Fe, Co, Ni в с. о. +3 и +2, закономерности их изменения в триаде. Причины более высокой окислительной способности соединений Co (+3) и Ni (+3) по сравнению с Fe (+3). Окраска соединений в с. о. +3 и +2. Способность к комплексообразованию элементов триады железа. Изменение устойчивости комплексных соединений в ряду Fe – Co – Ni. Сравнение устойчивости комплексных соединений металлов в с. о. +3 и +2.

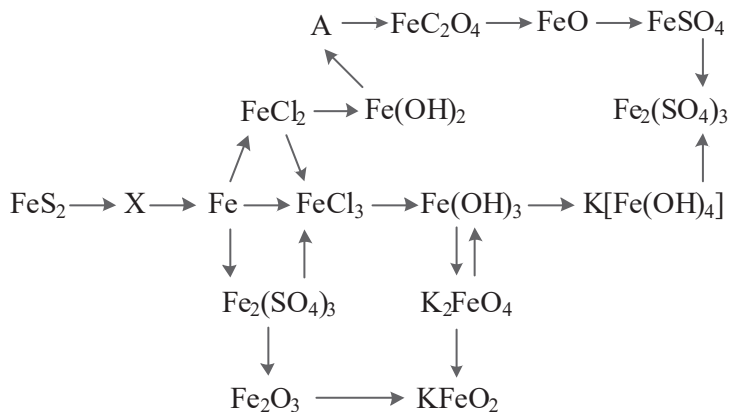
Соединения металлов триады железа в более высоких с. о. (+6, +5, +4). Ферраты, их сходство по растворимости с сульфатами, окислительные свойства, получение.

Области применения, вытекающие из физических и химических свойств простых и сложных веществ. Биогенная роль элементов. Токсичность соединений.

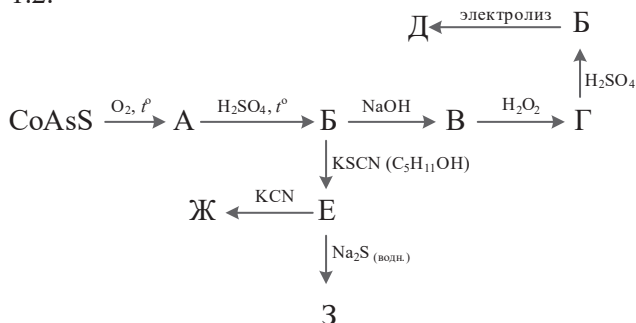
**Теоретические упражнения
для самостоятельной работы**

1. Осуществите превращения:

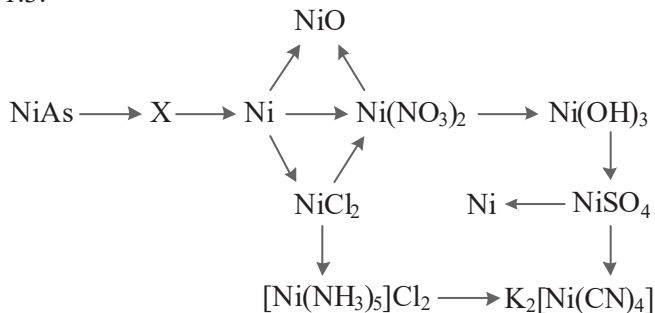
1.1.



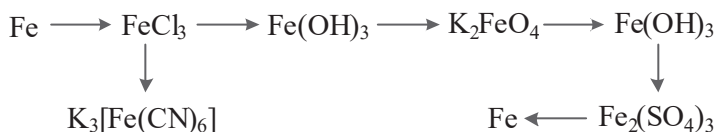
1.2.



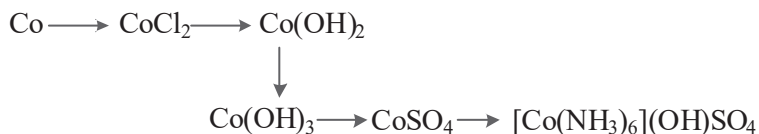
1.3.



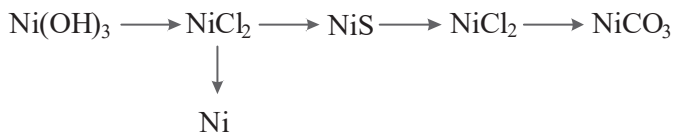
1.4.



1.5.



1.6.



2. Предложите способ различить:

2.1. Водные растворы хлоридов кобальта, железа, никеля, цинка, меди, марганца (II).

2.2. Сульфиды никеля, железа и кобальта.

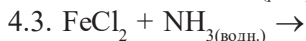
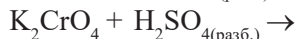
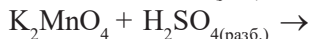
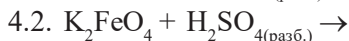
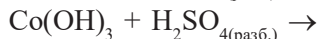
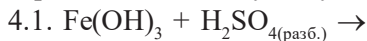
3. Предложите способ получения:

3.1. Чистых металлов из полисульфидной руды, содержащей сульфиды железа, никеля и меди (II).

3.2. Феррата калия из руды, содержащей сульфиды никеля и железа.

3.3. Гидроксида никеля (III) из руды, содержащей сульфиды никеля и меди.

4. Обоснуйте возможность взаимодействия между веществами, определите, к какому типу относятся реакции:



5. К розовому раствору соли А добавили разбавленный раствор щелочи. Выпал синий осадок, который в течение нескольких минут поменял окраску на розовую. Осадок растворяется в аммиаке с образованием сине-фиолетового раствора, который на воздухе быстро меняет окраску на бурую, а затем на желтую. При действии на соль А раствора нитрата серебра выпадает белый осадок. Какова формула вещества А? Напишите уравнения реакций всех описанных выше превращений.

6. В трех пробирках имеются водные растворы солей FeSO_4 , CoCl_2 и $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, в каждую пробирку добавляют раствор аммиака. Опишите наблюдаемые явления и объясните их.

7. Укажите реакции, с помощью которых минерал пирит можно перевести в следующие вещества:

а) сульфат железа (III);

б) сульфат железа (II);

в) оксид железа (III);

г) нитрат железа (III).

8. При кипячении смеси растворов нитрата железа (III) и карбоната калия выпадает осадок ржаво-коричневого цвета и выделяется бесцветный газ без запаха, от которого происходит помутнение известковой воды. При приливании к осадку избытка раствора щелочи и брома он переходит в красно-фиолетовый раствор, который с ионами бария дает фиолетовый осадок. Приведите уравнения протекающих реакций.

9. Для переходных металлов характерно несколько степеней окисления. С учетом этого приведите объяснения эффектам, наблюдаемым при ниже описанных превращениях, и составьте уравнения соответствующих реакций:

а) белые осадки гидроксидов марганца (II) и железа (II) при выдерживании на воздухе становятся желто-коричневыми, а при последующем прокаливании – черно-бурыми.

б) синий осадок, выпадающий при добавлении раствора щелочи к раствору соли Co^{2+} , со временем меняет окраску на розовую.

в) голубой осадок гидроксида меди (II) при кипячении водной суспензии, содержащей этот осадок, становится черным.

Предложите способы осуществления обратных переходов в исходные гидроксиды.

10. Какие свойства ниже перечисленных соединений служат для использования на практике [1–2]?

10.1. Кобальтом, никелем и цинком покрывают стальные изделия.

10.2. Сульфат, арсенат и гидроксохлорид меди (II) применяют для защиты растений от вредителей.

10.3. Оксиды металлов VIIIВ группы добавляют в стекольную смесь.

10.4. Многие сульфиды используют в производстве серной кислоты.

10.5. Хлорид железа (III) необходим для демеркуризации помещений (очистка от ртути).

10.6. Чистое металлическое железо используется в тех областях техники, где необходимы высокие пластические свойства. Большая часть железа идет на производство углеродистых и легированных сталей.

10.7. Гидроксиды железа (II) и (III) применяются в качестве пигментов. Нитрат железа (III) используется как протрава при крашении хлопчатобумажных тканей и как утяжелитель шелка. Оксиды железа применяются в качестве пигментов; ферромагнитные оксиды железа используются в электротехнике, в производстве магнитных лент. Сульфат железа (II) используется для очистки сточных вод от цианидов и солей хрома, в текстильной промышленности, для окраски кож, для приготовления чернил и минеральных красок, для консервации древесины как химический реактив. Сульфат железа (III) применяется как коагулянт при очистке воды, для травления алюминия, меди и других металлов, при гидрометаллургическом извлечении меди. Хлорид железа (III) – коагулянт при очистке воды – используют при крашении тканей, как катализатор в органическом синтезе, для получения других солей железа и железных пигментов. Ферриты находят применение в радиоаппаратуре, в ЭВМ, автоматике и телемеханике.

10.8. Металлический кобальт применяют главным образом для производства специальных жаропрочных и жаростойких сплавов, идущих на изготовление деталей, работающих под нагрузками и при высоких температурах, например, лопаток для турбореактивных авиационных двигателей, режущего инструмента, магнитных материалов. Кобальт входит в состав сварочной проволоки. Радиоактивный изотоп ^{60}Co применяют в медицине при лечении онкологических заболеваний.

10.9. Кобальт и его соединения используют как катализаторы, красители (в керамической и стекольной промышленности); в сельском хозяйстве в виде удобрений. Нитрат кобальта применяют в аналитической химии для количественного определения других элементов. Водный раствор хлорида кобальта применяется как симпатические чернила.

10.10. Сплавы никеля с другими металлами (железом, хромом, медью и др.) отличаются высокими механическими, антикоррозионными, магнитными и электрическими и термоэлектрическими свойствами. Сплавы никеля используются в конструкциях атомных реакторов. Никель применяется в производстве щелочных аккумуляторов.

муляторов и антикоррозионных покрытий, в химической промышленности для изготовления специальной химической аппаратуры и как катализатор многих химических реакций.

10.11. Сульфат аммония-никеля находит применение в гальванотехнике для никелирования металлов. Оксид никеля (II) применяют в керамической промышленности для приготовления красок и эмалей; для получения катализаторов и как полупроводниковый материал.

Экспериментальные задания

Задание 1. Изучение свойств простых веществ.

Опыт 1. Изучите действие соляной, серной и азотной кислот разной концентрации, раствора щелочи и раствора сульфата меди на металлическое железо.

Задание 2. Получение и изучение свойств соединений металлов в с. о. +2.

Опыт 1. Получите гидроксиды железа, кобальта и никеля (II) реакцией обмена в растворе. Слейте раствор с осадков и изучите их кислотно-основные свойства (взаимодействие с раствором кислоты и щелочи).

Опыт 2. Изучите кислотно-основные свойства катионов Me^{2+} , используя кислотно-основные индикаторы (измерьте pH растворов сульфатов или хлоридов, или нитратов железа, кобальта и никеля (II) с помощью индикаторной бумаги). Сделайте вывод об основных свойствах гидроксидов железа, кобальта и никеля (II). Приведите уравнение гидролиза солей в ионном и молекулярном виде.

Опыт 3. Изучите реакции взаимодействия растворов солей железа, кобальта и никеля (II) с растворами карбоната и гидрокарбоната натрия.

Опыт 4. Получите сульфиды металлов реакцией обмена в растворе и изучите их отношение к растворам кислот.

Опыт 5. Получите аммиакаты металлов, используя раствор аммиака и растворы солей железа, кобальта и никеля (II). Какие из них более устойчивы? Объясните с точки зрения теории кристаллического поля.

Опыт 6. Изучите окислительные свойства ионов Me^{2+} , используя металлический цинк.

Опыт 7. Изучите восстановительные свойства ионов Me^{2+} , используя:

- а) раствор дихромата калия в кислой среде для Fe^{2+} ;
 - б) крепкий раствор пероксида водорода в сильнощелочной среде для Fe^{2+} и Co^{2+} ;
 - в) бромную воду в сильнощелочной среде для Ni^{2+} .
- Осадки отфильтруйте и используйте в задании 3 (опыт 2).

Опыт 8. Изучите качественные реакции на ионы металлов:

- а) для Fe^{2+} – раствор гексацианоферрата (III) калия;
- б) для Co^{2+} – раствор роданида калия с амиловым спиртом;
- в) для Ni^{2+} – раствор диметилглиоксима.

Задание 3. Получение и изучение свойств соединений металлов в с. о. +3.

Опыт 1. Получите гидроксид железа (III) реакцией обмена в растворе и изучите его кислотно-основные свойства (взаимодействие с растворами кислот и щелочей).

Опыт 2. Изучите окислительные свойства Me^{3+} , используя отфильтрованные продукты опыта 7 (б, в) из задания 2 и подкисленный раствор иодида калия.

Опыт 3. Изучите восстановительные свойства ионов Fe^{3+} , используя жидкий бром в сильнощелочной среде.

Опыт 4. Проведите качественные реакции на ион Fe^{3+} :

- а) с раствором роданида калия;
- б) с раствором гексацианоферрата (II) калия.

Тема 10. Поздние 3d-металлы. Медь и цинк

Содержание темы

Возможные степени окисления меди и цинка исходя из строения атомов. Природные соединения и способы получения простых веществ из них.

Строение и физические свойства простых веществ.

Химические свойства простых веществ. Изменение стандартных электродных потенциалов, изменение металлической активности. Положение металлов в ряду напряжений. Отношение к кислороду, галогенам, азоту, углероду, сере, металлам, кислотам, щелочам, царской водке. Способы растворения меди, основанные на ее высокой способности к комплексообразованию.

Строение, физические и химические свойства оксидов и гидроксидов меди в с. о. +1, +2, +3 и цинка. Изменение кислотно-основных свойств гидроксидов меди с увеличением степени окисления меди в них, изменение их термической устойчивости.

Галогениды и халькогениды металлов. Их растворимость в воде, кислотах с окисляющим и неокисляющим анионом.

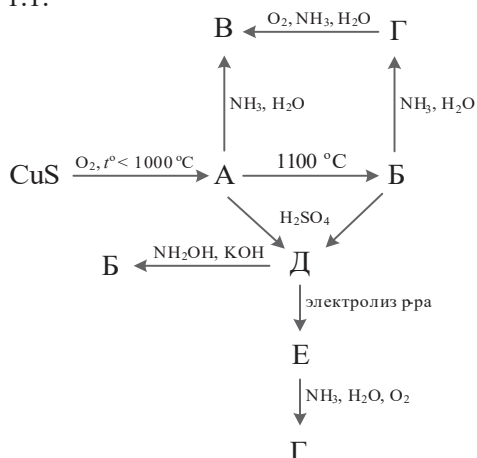
Комплексные соединения металлов. Их строение, окраска, магнитные свойства. Применение комплексных соединений для отделения от других металлов.

Области применения, вытекающие из физических и химических свойств простых и сложных веществ. Биогенная роль элементов. Токсичность соединений.

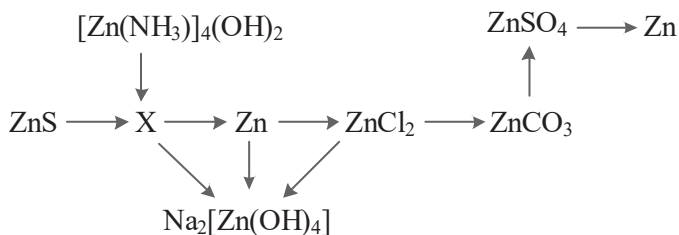
Теоретические упражнения для самостоятельной работы

1. Осуществите превращения:

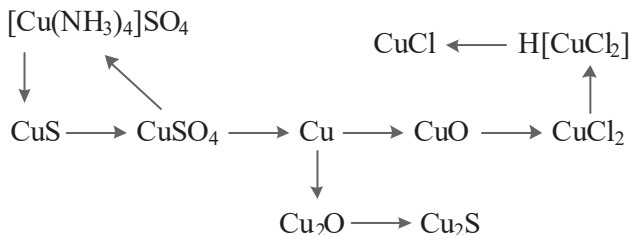
1.1.



1.2.



1.3.



2. Предложите способ получения:

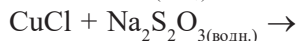
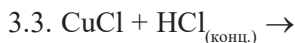
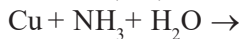
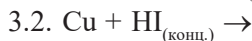
2.1. Чистых металлов из полисульфидной руды, содержащей сульфиды цинка и меди.

2.2. Хлорида меди (I) из сульфида меди (II).

2.3. Оксида меди (III) из халькозина (Cu_2S).

2.4. Иодида меди (I) из хлорида меди (II).

3. Обоснуйте возможность взаимодействия между веществами, определите, к какому типу относятся реакции:



4. К твердому веществу А желто-коричневого цвета постепенно приливали воду. При этом наблюдали растворение вещества, а окраска раствора сначала стала зеленой, а затем голубой. При добавлении раствора щелочи в полученный раствор выпал сине-голубой осадок, который легко растворяется в кислоте, а при нагревании – в концентрированной щелочи. Если к осадку добавить 30 % раствор пероксида водорода, то образуется гранатово-красное твердое вещество, разлагающееся при температуре 100 °С с образованием черного твердого вещества. Какова формула исходного вещества А? Напишите уравнения реакций всех описанных выше превращений.

5. Укажите возможно большее количество реагентов, с помощью которых можно перевести в раствор: медь, цинк, металлы триады железа.

6. Рассмотрите положение поздних *d*-металлов в электрохимическом ряду напряжений. Укажите, какие продукты получатся на катоде и аноде при электролизе водных растворов следующих веществ:

- а) сульфата меди (II);
- б) хлорида цинка;
- в) сульфата железа (II);
- г) нитрата кобальта(II).

7. Цинк и медь растворяются в водном растворе цианида калия. Объясните причины и запишите уравнения реакций.

8. Осадок гидроксида меди (II) растворили в избытке раствора щелочи и добавили раствор пероксодисульфата калия. Выпал осадок вещества темно-красного цвета. Полученный продукт при температуре выше 400 °С быстро чернеет. Вещество растворяется в хлороводородной кислоте с образованием зеленого раствора и газа с резким запахом, а также в концентрированных растворах щелочей, окрашивая раствор в красный цвет. Запишите уравнения всех описанных здесь реакций. Какие свойства характерны для меди в высшей степени окисления?

9. Тетрагидроксоцинкат калия растворяют в воде и добавляют по каплям разбавленную серную кислоту в избытке. Что будет наблюдаться в этом опыте? Какие свойства проявляют соединения цинка в этой реакции? Почему при растворении исходной соли в воде может выпасть осадок? Каков его состав?

10. Какие свойства ниже перечисленных соединений служат для использования на практике [1–2]?

10.1. Металлическая медь применяется в различных отраслях электротехнической, холодильной промышленности, в тяжелой индустрии, порошковой металлургии, связи. Значительная часть производимой меди применяется в разнообразных сплавах (бронзы, латуни, медно-никелевые сплавы и др.), которые используются как конструкционные, антифрикционные, коррозионные, высоко тепло- и электропроводящие материалы в машиностроении, судостроении, авиационной промышленности, автомобиле-, приборостроении и др.

10.2. Оксид и сульфат меди (II) применяются при изготовлении некоторых видов искусственного волокна и получении других соединений меди. Оба оксида меди используются в производстве стекла и эмалей, а сульфат меди – в гальванотехнике, для консервирования древесины, для изготовления минеральных красок, при обогащении руд. Хлорид меди (II) является катализатором; кроме того, он применяется для изготовления минеральных красок и в пиротехнике так же, как нитрат меди (II).

10.3. Металлический цинк является компонентом сплавов с цветными металлами (латунь, томпак, нейзельбер); применяется в производстве гальванических элементов и аккумуляторов, для защиты стальных и железных изделий от коррозии, в металлургической и химической промышленности.

10.4. Оксид цинка служит в качестве наполнителя для резин; используется в производстве стекла, керамики, спичек целлюлоида, косметических средств. Хлорид цинка применяется в целлюлозно-бумажной промышленности и в производстве вязких волокон, в качестве флюса при горячем цинковании, лужении и паянии, а сульфат цинка – в производстве вискозы, в гальванотехнике.

Сульфид и селенид цинка используют в полупроводниковой и люминисцентной технике, для изготовления фотоэлементов и фотосопротивлений. Соединения цинка служат также пигментами для красок (оксид, сульфат, сульфид), в том числе антикоррозионными (орто- и гидроортофосфат); антисептиками для древесины, компонентами для зубных цементах (оксид, орто- и гидроортофосфат).

Экспериментальные задания

Задание 1. Получение простых веществ и изучение их свойств.

Опыт 1. Получите металлическую медь, используя водный раствор сульфата меди и металлический цинк.

Опыт 2. Изучите взаимодействие металлов с водными растворами щелочей, разбавленной и концентрированной серной и азотной кислотами.

Опыт 3. Изучите реакцию горения меди и цинка. Медную фольгу и порошок цинка (в ложечке для сжигания) нагрейте в пламени спиртовки.

Задание 2. Получение и изучение свойств соединений металлов в с. о. +2.

Опыт 1. Получите гидроксиды металлов из водных растворов их солей и раствора щелочи. Изучите их кислотно-основные свойства гидроксидов меди (II) и цинка (взаимодействие с растворами кислот и щелочей).

Опыт 2. Изучите кислотно-основные свойства водных растворов солей металлов, используя кислотно-основный индикатор (измерьте pH растворов сульфатов или хлоридов, или нитратов меди и цинка с помощью индикаторной бумаги). Сделайте вывод об основных свойствах гидроксидов меди и цинка. Приведите уравнение гидролиза солей в ионном и молекулярном виде.

Опыт 3. Изучите взаимодействие водных растворов хлоридов цинка и меди (II) с водными растворами карбоната натрия и гидрокарбоната натрия.

Опыт 4. Изучите действие раствора аммиака на водные растворы солей металлов.

Опыт 5. Изучите окислительные свойства ионов Cu^{2+} , используя:

- а) гранулы металлического цинка;
- б) раствор иодида калия и крахмал.

Опыт 6. Изучите восстановительные свойства Cu^{2+} , используя 30 % раствор пероксида водорода в сильнощелочной среде.

Опыт 7. Изучите качественную реакцию на ион Cu^{2+} , используя раствор гексацианоферрата (II) калия.

Задание 3. Получение и свойства соединений меди в с. о. +1.

Опыт 1. Получите оксид меди (I), используя растворы сульфата меди (II), щелочи и глюкозы.

Опыт 2. Получите сульфид меди (I) из оксида меди (I) и сероводородной воды. Проведите декантацию, изучите отношение осадка к растворам кислот.

Опыт 3. Получите хлорид меди (I) по следующей методике. В пробирку с концентрированным водным раствором хлорида меди (II) и концентрированной соляной кислотой внесите медный порошок и нагревайте пробирку до тех пор, пока окраска раствора не станет грязно-желтой, а несколько капель его, добавленных в воду, не перестанут давать голубую окраску. Содержимое пробирки вылейте в стакан с дистиллированной водой, а осадок отделите декантацией и промойте водой. Разделите осадок на три части. Первую часть осадка оставьте на воздухе, вторую растворите в соляной кислоте, а третью обработайте концентрированным раствором аммиака. Что происходит?

Список библиографических ссылок

1. Неорганическая химия : учебник для вузов : в 3 т. / под ред. Ю. Д. Третьякова. Т. 3: Химия переходных элементов. Кн. 1 / [А. А. Дроздов и др.]. 2-е изд., испр. М. : Академия, 2008; Кн. 2 / [А. А. Дроздов и др.]. М. : Академия, 2008.

2. Химическая энциклопедия : в 5 т. / под ред. И. Л. Кнунянц. М. : Совет. энцикл., 1988.

3. *Эмсли Дж.* Элементы. М. : Мир, 1883.

Список рекомендуемой литературы

Неорганическая химия : учебник для вузов : в 3 т. / под ред. Ю. Д. Третьякова. Т. 3 : Химия переходных элементов. Кн. 1 / [А. А. Дроздов и др.]. – 2-е изд., испр. – М. : Академия, 2008. – 348 с. ; Кн. 2 / [А. А. Дроздов и др.]. – М. : Академия, 2008. – 399 с.

Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник / Н. С. Ахметов. – 8-е изд., стереотип. – СПб. : Лань, 2014. – 743 с.

Угай Я. А. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Я. А. Угай. – 5-е изд., стереотип. – М. : Высш. шк., 2007. – 523 с.

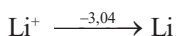
Росин И. В. Общая и неорганическая химия. Современный курс : учеб. пособие для бакалавров и специалистов / И. В. Росин, Л. Д. Томина. – М. : Юрайт, 2012. – 1338 с.

Смарыгин С. Н. Неорганическая химия : практикум : учеб.-практ. пособие для бакалавров / С. Н. Смарыгин, Н. Л. Багнавец, И. В. Дайдакова ; под ред. С. Н. Смарыгина. – М. : Юрайт, 2013. – 414 с.

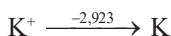
Диаграммы Латимера [3]

IA группа

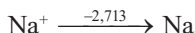
Литий



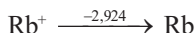
Калий



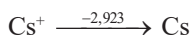
Натрий



Рубидий

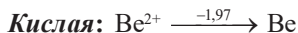


Цезий

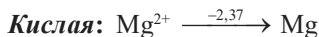


IIA группа

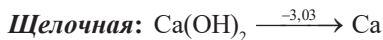
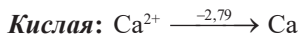
Бериллий



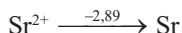
Магний



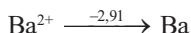
Кальций



Стронций



Барий

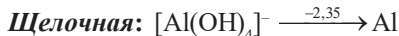


IIIА группа

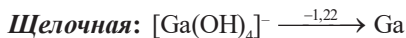
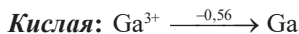
Бор



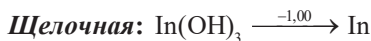
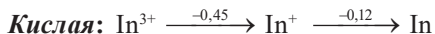
Алюминий



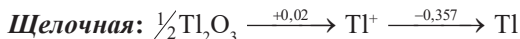
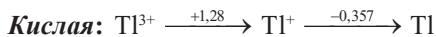
Галлий



Индий

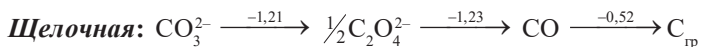
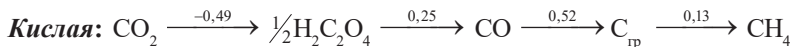


Таллий

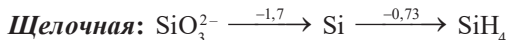
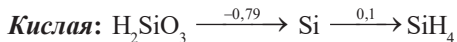


IVА группа

Углерод



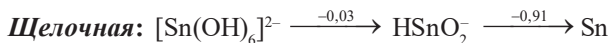
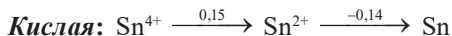
Кремний



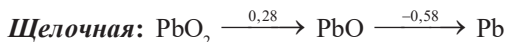
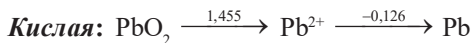
Германий



Олово

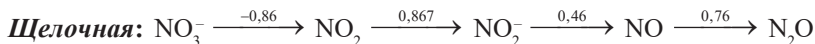
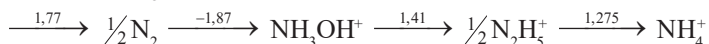
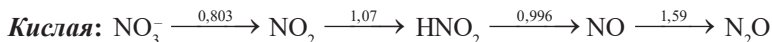


Свинец

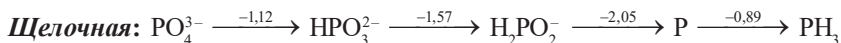
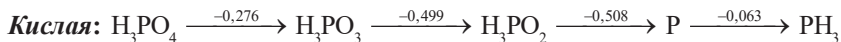


VA группа

Азот



Фосфор



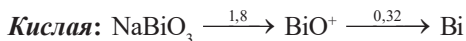
Мышьяк



Сурьма

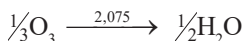
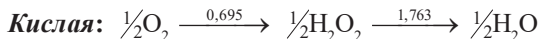


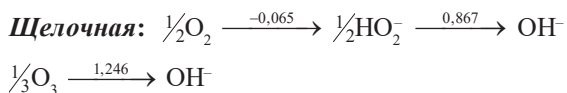
Висмут



VIА группа

Кислород





Серa



Селен

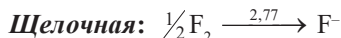
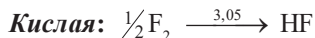


Теллур

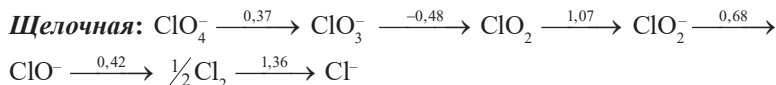
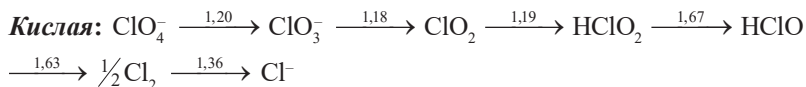


VIIА группа

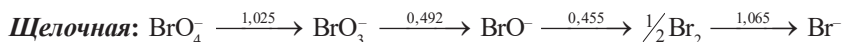
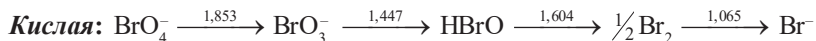
Фтор



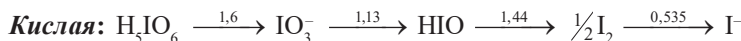
Хлор

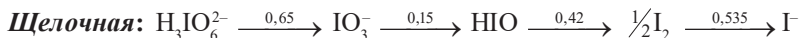


Бром



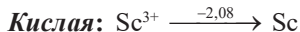
Иод



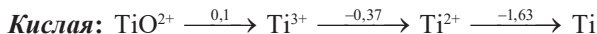


3d-металлы

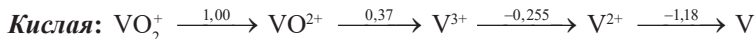
Скандий



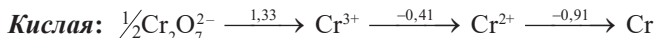
Титан



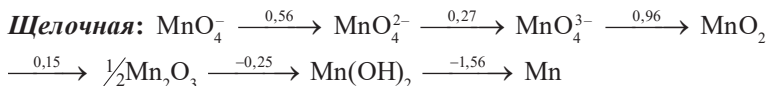
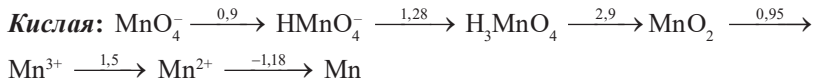
Ванадий



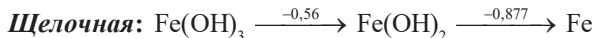
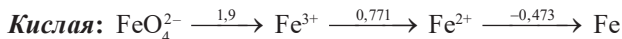
Хром



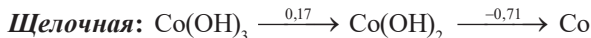
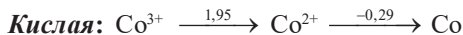
Марганец



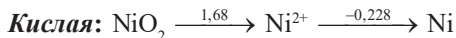
Железо

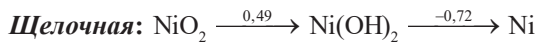


Кобальт

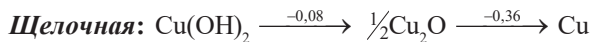
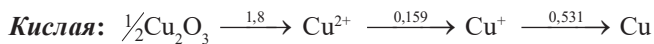


Никель

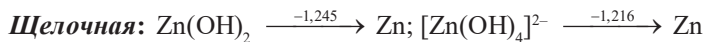
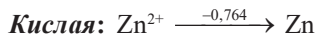




Медь



Цинк



Учебное издание

Гусева Анна Федоровна
Балдина Людмила Ивановна
Кочетова Надежда Александровна
Атманских Ирина Николаевна

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Химия s -, p - и $3d$ -элементов

Практикум

Заведующий редакцией *М. А. Овечкина*
Редактор *В. И. Попова*
Корректор *В. И. Попова*
Компьютерная верстка *Г. Б. Головина*

Подписано в печать 22.06.18. Формат 60×84/16.
Бумага офсетная. Цифровая печать.
Уч.-изд. л. 4,00. Усл. печ. л. 5,35. Тираж 50 экз. Заказ 174.

Издательство Уральского университета
Редакционно-издательский отдел ИПЦ УрФУ
620083, Екатеринбург, ул. Тургенева, 4
Тел.: +7 (343) 389-94-79, 350-43-28
E-mail: rio.marina.ovechkina@mail.ru

Отпечатано в Издательско-полиграфическом центре УрФУ
620083, Екатеринбург, ул. Тургенева, 4
Тел.: +7 (343) 358-93-06, 350-58-20, 350-90-13
Факс: +7 (343) 358-93-06
<http://print.urfu.ru>

